



المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم
إدارة العلوم والبحث العلمي

دراسة كيميائية تحليلية

مفصلة لعناصر الجدول الدوري

الأستاذ الدكتور حسن بوزيان
(أستاذ بقسم الكيمياء بالمدرسة العليا للأستاذة - الجزائر)

الجزء 1
($Z \leq 50$)

أبريل 2017

تتقدم المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم (ألكسو) بجزيل شكرها
وامتنانها للأستاذ الدكتور حسن بوزيان، على تنازله عن حقوقه الفكرية
للمنظمة ومنحها فرصة الإشراف على إصدار هذا الكتاب، وتثمن عالياً
ما بذله من جهد مقدّر في تأليفه لهذا المرجع العلمي القيم، الذي حفّزها
على طباعته وإتاحته مجاًاً للطلبة والباحثين وأعضاء هيئة التدريس
العرب للاستفادة منه والاسترشاد به.

بوزيان، حسن

دراسة كيميائية تحليلية مفصلة لعناصر الجدول الدوري / حسن بوزيان . - تونس : المنظمة
العربية للتربية والثقافة والعلوم. إدارة العلوم والبحث العلمي، 2017. . . مج. 1 (267 ص)

ISBN: 978-9973-15-378-4

ع/002/03/2017



المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم
إدارة العلوم والبحث العلمي

المراجعة العلمية

د. محمد المعاوي

المراجعة اللغوية

د. الحبيب النصراوي

تصميم الغلاف

أ. طارق الدريدي

تمثل العلوم الأساسية أولى حلقات منظومة الإبداع، بل أهمها، باعتبارها الأساس الذي تُبنى عليه وتستند إليه حركة البحث العلمي، وما ينتج عنها من معارف وتطبيقات. من هذا المنطلق، عملت المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم (ألكسو) على إصدار العديد من الاستراتيجيات والخطط الهادفة إلى تطوير المنظومات المرتبطة بالإبداع العلمي، وإلى شحذ إمكانات المجتمع العربي نحو الأفضل، وبذلت مجهودات كبيرة من أجل تقديم تصوّرات لتطوير أساليب تدريس العلوم بالوطن العربي، وساهمت من خلال الاستفادة بخبرات عربية وعالمية في إعادة رسم السياسة العلمية ببعض الدول العربية التي طلبت الاستعانة والدعم من المنظمة.

ولا شك أنّ حرص المنظمة، التي تسعى منذ نشأتها - لتشجيع العلماء العرب المقيمين داخل الوطن العربي وخارجه على الكتابة باللغة العربية، سعياً منها لنشر وتوسيع قاعدة استخدام اللغة العربية في تدريس العلوم، ولإغناء المكتبات العربية بالكتب والمراجع العلمية العربية التي تفتقر إليه، انطلاقاً من أنّ اللغة ليست مجرد أداة للتواصل بين الأفراد، بل هي وعاء للفكر في مجتمع المعرفة، وأداة للحفاظ على الهوية، ومن الركائز التي تقوم عليها نهضة الأمم في العالم الحديث، وكـلّما أتقنها أفراد المجتمع، ازداد العطاء والإبداع في التربية والثقافة والعلوم.

ومنذ انطلاق مشروع النهوض باللغة العربية في العام 2009، عملت المنظمة -باعتبارها بيت خبرة عربي- على بذل المزيد من العناية والاهتمام بتأليف وتحرير وترجمة الكتب العلمية القيّمة إلى اللغة العربية، وهي مستمرة في إصدار الدراسات والكتب العلمية باللغة العربية هادفة إلى إحداث نقلة نوعية، لا سيّما في مجالاتها التربوية والثقافية والعلمية. ويعدّ كتاب "دراسة كيميائية تحليلية مفصلة لعناصر الجدول الدوري"، للمؤلف الجزائري القدير الدكتور حسين بوزيان إنجازاً هاماً وخطة متقدّمة على هذا الدرب باعتباره مرجعاً علمياً في هذا التخصص الدقيق. والغاية من طباعة هذا الكتاب، وغيره من الكتب القيّمة، هي إغناء مكتبتنا العربية بما تحتاجه من معارف وعلوم متطوّرة، وتقديمها للأجيال الصاعدة من طلبة وباحثين

ومتخصّصين ومهتمّين باللغة العربية، للاطلاع والاستفادة منه، وتسهيل عملية الوصول إلى المادة العلمية المجمّعة بشكل دقيق ومنهجي.

وأنقدّم بجزيل الشكر والامتنان لمؤلّف هذا الكتاب، على الجهود القيّمة التي بذلها في تجميع مادّته العلمية، ويشرّف المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم أن تبادر بتصدير هذا الكتاب العلمي الهام -في جزئيه-لقرائها في نسخة ورقية وأخرى إلكترونية، متطلّعا لأن تكون مادّته العلمية إضافة مفيدة لهذا التخصص الدقيق، وخطوة لنقل المعرفة وتوطينها والاستفادة منها.

الدكتور عبدالله حمد محارب

المدير العام

تُعتبر العلوم أساس تقدّم المجتمعات ورقّيتها في مختلف المجالات الاقتصادية والاجتماعية والثقافية، ولا يخفى على أحد أهمية اللغة الأم في فهم واستيعاب العلوم بكل فروعها. وخبر مثال على ذلك التقدّم الذي أحرزته العديد من الدول التي تقوم بترجمة الأبحاث العلمية بعد فترة وجيزة من صدورها ونشرها وتدرّسها بلغاتها المحلية، مثل اليابان والصين وألمانيا وكوريا الجنوبية، وغيرها. ولم تنعزل هذه الدول عن التقدّم العلمي الذي يجري في العالم، خاصة وأن أسس وقواعد العلوم الأساسية والرياضيات ثابتة لا تتغير.

وفي ظل الجهود التي تبذلها المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم (الألكسو) للنهوض باللغة العربية للتوجه نحو مجتمع المعرفة، وذلك من خلال ترجمتها للعديد من الكتب والمراجع العلمية الهامة، إيماناً منها بأنّ تدريس العلوم باللغة العربية سيؤدي -مؤكدًا- إلى زيادة الاستيعاب للمفاهيم العلمية، وإزالة الالتباس بين المفاهيم المختلفة، وتحسين التحصيل العلمي، ونقل المعرفة وتوطينها، كما أنه سيوفّر الوقت والجهد لدى الطلبة والباحثين العرب.

وفي إطار حرص الألكسو على التعاون مع المتخصّصين العرب في مختلف المجالات العلمية، وتشجيعهم على الكتابة والترجمة العلمية للغة العربية، فقد تواصلت مع الأستاذ الجزائري القدير الدكتور حسن بوزيان، أستاذ بقسم الكيمياء بالمدرسة العليا للأساتذة بالجزائر، الذي وافق مشكوراً على إعطاءها الإذن في نشر كتابه الموسوم بـ "دراسة كيميائية تحليلية مفصلة لعناصر الجدول الدوري"، والذي يهدف إلى التعريف بالجدول الدوري للعناصر الكيميائية (جدول مندليف)، وترتيبها بالاعتماد على سلوكها الدوري حسب تزايد كتلتها.

وسيمكّن هذا الكتاب الطالب والباحث العربي من التعرف على العناصر الكيميائية وخصائصها بصيغة جديدة، حيث يجمع -في جزئيه- كل العناصر الكيميائية، ويقدمها حسب تصنيفها الطبيعي. كما أفرد لكل عنصر باباً يبرز فيه خصائصه الفيزيائية من حيث: تاريخ وظروف استكشافه، وكيفية تحضيره، وأهم تفاعلاته، وميادين استعماله، وتأثيراته على البيئة والكائنات الحية. ولعلّ ميدان الاستعمال والخصائص البيولوجية للمواد الكيميائية التي قلّ ما

نهتم بالبحث عنها والتوقف عندها، في حين أنها بالغة الأهمية وهي تتطور كل يوم، هي ما يميز هذا الكتاب عن غيره.

ويسعد المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم أن تقدّم هذا الكتاب العلمي -في نسخة ورقية وأخرى إلكترونية- للطلبة والباحثين والمتخصّصين والمهتمّين العرب بهذا المجال، وإتاحته مجاناً للاطلاع على محتواه العلمي بصورة متكاملة، للاستفادة منه.

وللاطلاع على النسخة الإلكترونية من الكتاب، بإمكانكم زيارة الموقع الإلكتروني التالي:

<http://www.alecso.org/site/sectors/sciences.html>

الأستاذ الدكتور أبو القاسم حسن البدري

مدير إدارة العلوم والبحث العلمي

الفهرس

- 13مقدّمة تاريخية حول الجدول الدوري للعناصر
- 21مقدّمة الكتاب
- 23 1_1H 1-عنصر الهيدروجين
- 29 4_2He 2 - عنصر الهيليوم
- 33 7_3Li 3 - عنصر الليثيوم
- 37 9_4Be 4 - عنصر البيريلىوم
- 43 ${}^{10}_5B$ 5 - عنصر البور
- 47 ${}^{12}_5B$ 6 - عنصر الكريون
- 51 ${}^{14}_7N$ 7 - عنصر النتروجين
- 55 ${}^{16}_8O$ 8 - عنصر الأكسجين
- 61 ${}^{19}_9F$ 9 - عنصر الفلور
- 65 ${}^{20}_{10}Ne$ 10 - عنصر النيون
- 67 ${}^{23}_{11}Na$ 11 - عنصر الصوديوم
- 73 ${}^{24}_{12}Mg$ 12 - عنصر المغنزيوم
- 79 ${}^{27}_{13}Al$ 13 - عنصر الألمنيوم

85	$^{28}_{14}Si$	14 - عنصر السيليكون
89	$^{15}_{31}P$	15- عنصر الفوسفور
93	$^{32}_{16}S$	16 - عنصر الكبريت
97	$^{35}_{17}Cl$	17 - عنصر الكلور
103	$^{40}_{18}Ar$	18 - عنصر الأرجون
105	$^{39}_{19}K$	19 - عنصر البوتاسيوم
109	$^{40}_{20}Ca$	20 - عنصر الكالسيوم
113	$^{45}_{21}Sc$	21 - عنصر السكنديوم
117	$^{48}_{22}Ti$	22 - عنصر التيتانيوم
121	$^{51}_{23}V$	23 - عنصر الفناديوم
125	$^{52}_{24}Cr$	24 - عنصر الكروم
131	$^{55}_{25}Mn$	25 - عنصر المنغنيز
135	$^{56}_{26}Fe$	26 - عنصر الحديد
139	$^{59}_{27}Co$	27- عنصر الكوبلت
143	$^{59}_{28}Ni$	28 - عنصر النيكل
147	$^{63}_{29}Cu$	29 - عنصر النحاس

151	$^{65}_{30}Zn$	30 - عنصر الزنك
155	$^{70}_{31}Ga$	31 - عنصر الغاليوم
159	$^{73}_{32}Ge$	32 - عنصر الجرمانيوم
163	$^{75}_{33}As$	33 - عنصر الزرنيخ
167	$^{79}_{34}Se$	34 - عنصر السيلينيوم
171	$^{80}_{35}Br$	35 - عنصر البروم
175	$^{84}_{36}Kr$	36 - عنصر الكريبتون
177	$^{85}_{37}Rb$	37 - عنصر الروبيديوم
181	$^{88}_{38}Sr$	38 - عنصر السترونسيوم
185	$^{89}_{39}Y$	39 - عنصر الإيتريوم
189	$^{91}_{40}Zr$	40 - عنصر الزركونيوم
193	$^{92}_{41}Nb$	41 - عنصر النيوبيوم
197	$^{96}_{42}Mo$	42 - عنصر الموليبدنيوم
201	$^{98}_{43}Tc$	43 - عنصر التكنيسيوم
205	$^{101}_{44}Ru$	44 - عنصر الروثينيوم

209	$^{103}_{45}Rh$	45 - عنصر الروديوم
213	$^{106}_{46}Pd$	46 - عنصر البالاديوم
217	$^{108}_{47}Ag$	47 - عنصر الفضة
221	$^{112}_{48}Cd$	48 - عنصر الكاديوم
225	$^{112}_{49}In$	49 - عنصر الإنديوم
229	$^{119}_{50}Sn$	50 - عنصر القصدير
233		الملحق 1: فروع الكيمياء
235		الملحق 2: البنية الإلكترونية للعناصر
239		الملحق 3: اكتشاف العناصر
247		الملحق 4: الفائزون بجائزة نوبل في الكيمياء في القرن العشرين
259		المراجع

مقدمة تاريخية حول الجدول الدوري للعناصر

يُعدُّ الجدول الدوري للعناصر واحداً من أقوى رموز العلم، فهو وثيقة واحدة تجمع معظم معارفنا بعلم الكيمياء، ونجد نسخة منه معلقة في كل مختبر وكل قاعة تُدرّس فيها الكيمياء في العالم، في حين لا نجد ما يمثل ذلك تماماً في أي من التخصصات العلمية الأخرى.

تعود بدايات قصة وضع تصنيف للعناصر في نظام دوري، عندما عُرفت الأوزان الذرية للعناصر بدقة، بدأت محاولات الكيميائيين لإيجاد العلاقة بين خواص العناصر وأوزانها الذرية، ومن هؤلاء العالم الألماني دوبراينر (1780-1849)، حيث رتّب عام 1817 العناصر في مجموعات من الثلاثيات ذات الصفات المتشابهة، في كل مجموعة ثلاثة عناصر متشابهة في سلوكها، كل مجموعة تحتوي على ثلاثة عناصر متشابهة الخواص مثل: (K, Na, Li) ، (Ba, Sr, Ca) ، (I, Br, Cl) ، (Te, Se, S) . لاحظ دوبراينر أنه عند ترتيب عناصر الثلاثية الواحدة بدلالة أوزانها الذرية المتزايدة، فإن خصائص العنصر المتوسط فيها هي حد وسط بين خصائص العنصرين المجاورين.

لقد شهد الجدول خلال مساره الطويل الكثير من الجدل، وأدخل عليه الكثير من عمليات التعديل والتبديل ليتلاءم مع تطور العلم، إلا أن مبدأ هذا النظام وطبيعته لم يتعرضا لأي تغيير جذري، على الرغم من التغييرات الكبيرة والأساسية التي طرأت على شتى العلوم خلال القرنين التاسع عشر والعشرين، وبخاصة نشوء النظرية النسبية، تفكك العناصر المشعة، النموذج الفراغي للذرة لردزفورد، نظرية بور في بنية الذرة، والميكانيك الكوانتي والبنية الإلكترونية للذرات على فهم موضوعات كثيرة كانت غامضة.

يجعل مفهوم "الدورية" على تكرار أنماطٍ من الخصائص الكيميائية بعد فترات منتظمة ومحددة، وقد تمكن الكيميائيون الذين يدرسون علم الكيمياء من تعلم ومعرفة خصائص 115 عنصراً مكتشفاً حتى الآن، من خلال ما يقدمه هذا المفهوم من تيسير وتسهيل لفهم تلك الخصائص، وكان يكفيهم لذلك معرفة خصائص عدد محدود من العناصر النموذجية، والتعرف من خلالها على خصائص العناصر الأخرى التي تنتظم معها في مجموعات واحدة، لأن لعناصر المجموعة الواحدة خصائص كيميائية متماثلة.

جاء اكتشاف النظام الدوري لترتيب العناصر تنويجا للعديد من التطورات العلمية، ولم يكن قط نتيجة عاصفة فكرية عرضت لفرد بذاته، على الرغم من أن المؤرخين يرون أن المولد الرسمي للجدول الدوري كان على يد العالم الروسي ديمتري موندلييف عندما أعلن في 1869/02/17 عن

اكتشافه للقانون الدوري الذي تخضع له جميع العناصر الكيميائية، استقبل بعض العلماء هذا النبأ بالسخرية، حتى أن الكيميائي الألماني روبرت بنزن (Robert Bunsen) الذي كان يعتبر من قادة علم الكيمياء في ذلك الحين، وأحد مخترعي التحليل الطيفي أسرع الرد على هذا النبأ قائلاً في سخرية لاذعة: «يمكن تنظيم قوانين كثيرة كهذا القانون من الأرقام الواردة في أوراق البورصة».

ويبدو أن روبرت بنزن اضطر فيما بعد أكثر من مرة إلى إبداء أسفه الشديد على تسرعه في حكمه هذا، بينما كان ديمتري مندلييف منهمكاً في الدفاع عن قانونه وإثبات صحته، ولم تنقصر عظمة القانون الدوري للعناصر على جمعه للمعلومات التي كانت معروفة في ذلك الحين عن العناصر الكيميائية، وترتيبها وفق نظام دوري ثابت، لقد احتوى ذلك الجدول على 63 عنصراً كانت معروفة آنذاك، مرتبة بدلالة تزايد أوزانها الذرية، وتُركت فيه مواقع شاغرة لعناصر لم تكن معروفة في ذلك الوقت.

كان ديمتري مندلييف (Dimitri Mendeleev) على دراية جيدة بخواص العناصر، حيث اهتم بالخواص الكيميائية والخواص الفيزيائية، حيث رتب مندلييف 63 عنصراً في جدول تاركاً فراغات لعناصر غير مكتشفة وتنبأ بأنها ستكتشف لاحقاً، وحدد أوزانها الذرية التقريبية، ثم وضع العناصر المتشابهة في مجموعات رأسية، مما يتفق مع الجداول الحالية، وأشار إلى أن هذه الخواص تتغير بصورة تدريجية ودورية، وقال: «إن خواص العناصر تابع دوري لأوزانها الذرية».

كانت السمة الرئيسية لنظام ماندلييف هي تقديمه لمفهوم "الدورية" في صفات العناصر، بعد فترات محددة ومنظمة وكانت مثل هذه الميزة قد لوحظت سابقاً في عمل الجيولوجي الفرنسي دو شانكورتوا (De Chancourtois) عام 1862م عندما رتب العناصر بدلالة أوزانها الذرية معتمداً نظاماً هندسياً معقداً، حُمِلت فيه العناصر بدلالة هذه الأوزان على لولب مرسوم على سطح أسطوانة، يميل على قاعدتها بزاوية مقدارها 45° .

تنتهي دورة اللولب الأولى عند عنصر الأكسجين، وتنتهي دورته الثانية عند عنصر الكبريت، وقد لاحظ شانكورتوا أن العناصر ذات الصفات المتشابهة تترتب فوق بعضها. نجح هذا الترتيب في عرض صورة أو نموذج، غدت أكثر وضوحاً في نظام ماندلييف إلا أنه لم يكن له أثر كبير عند المهتمين بهذا الأمر في ذلك الحين، حيث فشلت مقالة شانكورتوا الأصلية في عرض أي مخطط، وكان نظامه معقداً، ولم تُعرض فيه التشابهات ما بين الخصائص الكيميائية للعناصر على نحو مقنع.

لقد ظهر خلاف حول صحة ترتيب العناصر بدلالة أوزانها الذرية، حيث اقترح الفيزيائي الهولندي بروك (Brook) عام 1913 ترتيب العناصر في الجدول الدوري بدلالة قيمة شحنة في ذرة

كل منها، واهتم الفيزيائي موزلي (Moseley) من جامعة مانشستر بهذا الاقتراح، وبدأ تمحيصه خلال عام 1913 قبل موته المأساوي في الحرب العالمية الأولى.

بدأ موزلي بتصوير طيف الأشعة السينية لاثني عشر عنصرًا شغلت عشرة منها مواقع متتالية في الجدول، ولاحظ أن ترددات إحدى مجموعات خطوطها الطيفية، وهي الخطوط (K) تتناسب طرديًا مع مربع العدد الذال على موقع العنصر في الجدول، فعُدَّ ذلك دليلًا على وجود مقدار أساسي في كل ذرة يزداد من العنصر إلى العنصر الذي يليه في الجدول.

وفي عام 1920 أطلق العالم الإنجليزي رذرفورد (Rutherford) من جامعة كامبريدج على هذا المقدار اسم "العدد الذري" ونعرف الآن بأنه عدد البروتونات في نواة ذرة كل عنصر.

قادت أعمال موزلي إلى وضع طريقة يمكن بها تحديد المواقع الشاغرة المتبقية في الجدول بدقة فائقة، كما اعتمد عدد من الكيميائيين في أمريكا عام 1923 مفهوم العدد الذري بدلاً من الوزن الذري، أساسًا لترتيب العناصر فيه، مما أدى إلى حل الإشكالات المتبقية في هذا الترتيب، فقد لوحظ عند وضع عنصر اليود والتلوريوم في الجدول بدلالة وزنيهما الذريين أن اليود يأتي أولاً، وهذا الترتيب يضعه في مجموعة لا تتماثل خصائصه الكيميائية مع خصائص عناصر هذه المجموعة، في حين أن وضع هذين العنصرين بدلالة عدديهما الذريين يجعل التلوريوم يأتي أولاً بحيث يوجد توافق بين خصائصه الكيميائية وخصائص العناصر الأخرى في مجموعته الجديدة، وكذلك الأمر بالنسبة لعنصر اليود، ولقد تكررت هذه الظاهرة مع عنصري الأرجون والبوتاسيوم، وكذلك عنصري النيكل والكوبالت.

على الرغم من أن تصنيف مندلييف للعناصر قد اكتسب قيمة عالية، مما مكن من انتشاره وتعميمه بسرعة كبيرة، فتحول إلى دليل من أجل الأبحاث في حقل الكيمياء اللاعضوية، إلا أنه لم يخول من بعض النقائص، وهذا ما دعا العلماء الذين أتوا بعد مندلييف إلى تطوير الجدول، خاصة بعدما اكتشفت بعض عناصر الأثرية النادرة، كما اكتشفت الغازات النادرة من قبل العالم الإنجليزي رامسي (Ramsey) عام 1900، فكان أن أضيفت إلى الجدول مجموعة جديدة ضمت عناصر الغازات النادرة، وصارت تحمل اسم المجموعة صفـر.

نلاحظ في الجدول الدوري المتداول حاليًا أن ترتيب العناصر يتم وفق القيم التصاعديـة لأعدادها الذرية (Z)، يسمى السطر الأفقي من الجدول دورة، بينما يسمى السطر العمودي من الجدول مجموعة أو عمودًا.

لقد تبين أن الخواص الفيزيائية المحددة تمامًا لبعض العناصر كالكثافة والحجم الذري ودرجة الانصهار ودرجة الغليان هي الخواص التي تحدد العلاقة بين الحجم الذري للعناصر والأعداد الذرية لها، ونفس الكلام عن الخواص الكيميائية للمجموعة الواحدة تكاد تكون متشابهة، فالمجموعة (A I) هي مجموعة المعادن الأساسية، والمجموعة (A II) هي مجموعة المعادن

الأساسية الترابية، أما مجموعة (VII A) فهي مجموعة الهالوجينات وكذلك المجموعة (VIII A) فهي مجموعة الغازات النادرة (الخاملة).

ومع بداية القرن العشرين تم اكتشاف البنية المعقدة للذرات، مما يساعد في توضيح المعنى الفيزيائي لبناء الجدول الدوري، كما أن اكتشاف تفكك العناصر المشعة، والأشعة السينية، النظرية الكمّية، النموذج الفراغي للذرة ليرذرفورد، نظرية بور (Bohr) في بنية الذرة، والميكانيك الكمي والمدارات الكمّية ساعد بإعطاء قيمة كبيرة للجدول الدوري، ويبيّن أن هذه الدورية في الخواص هامة جدًا.

لقد تنبأ الجدول الدوري الحديث بالعلاقة الكائنة بين الخواص الكيميائية والتركيب الإلكتروني للعناصر بصورة أوضح وأكمل، ويجب ملاحظة النقاط التالية في هذا الجدول:

1 - يتألف الجزء العلوي في هذا الجدول من عناصر تمثل تتابع منتظم بالخواص الكيميائية على أسس نظام الجدول الدوري، تدعى عناصر هذا الجزء بالعناصر العادية (النموذجية).
إن الإلكترون المضاف بالتتابع عند الانتقال من عنصر إلى العنصر الذي يليه سوف يشغل المدارات الفرعية إما (S) أو (P) للذرة، تمثل المجموعة (VIII A) مجموعة الغازات النادرة، وهي متضمنة أيضا في هذا الجزء.

2 - يتألف الجزء المتوسط من هذا الجدول من عناصر قطعت من التمثيل المتسلسل للعناصر بالجدول الدوري الطويل، يحمل القطع بواسطة عشرة عناصر انتقالية كانت تقع سابقا بالدور الرابع بين Ca_{20} و Ga_{31} ، وأيضا عشرة عناصر انتقالية قطعت من الدور الخامس بين Sr_{38} و In_{49} ، وكذلك حدث قطع مماثل في الدور السادس بين Ba_{56} و Tl_{81} .

تدعى عناصر هذا الجزء المتوسط بالعناصر الانتقالية، وإجراء مقارنة بين العناصر الانتقالية والعناصر العادية نجد أن التتابع المنتظم بالخواص الكيميائية، الملاحظ في حالة العناصر العادية لا يلاحظ بشكل واضح في حالة العناصر الانتقالية، حيث إن العناصر الانتقالية تتشابه بالخواص الكيميائية إلى درجة كبيرة، وتشكل لوحدها مجموعة متشابهة بالخواص الكيميائية، إن الإلكترون المضاف بالتتابع عند الانتقال من عنصر إلى العنصر الذي يليه سوف يشغل المدارات الفرعية (d) للذرة.

3 - يتألف الجزء السفلي من هذا الجدول من عناصر قطعت من التمثيل المتسلسل للعناصر الانتقالية، حيث إن 14 عنصراً من La_{57} إلى Yb_{70} في الدور السادس وضعت لوحدها في هذا الجزء السفلي.

وتتشابه هذه العناصر لدرجة كبيرة بحيث نجد صعوبة كبيرة في فصلها إلى عناصرها المميزة، وتبدي هذه العناصر خواصاً أساسية واضحة، وتدعى بعناصر الأتربة النادرة "اللانتانيدات"، كما أن 14 عنصراً من Ac 89 إلى No 102 في الدور السابع تشكل مجموعة مشابهة تدعى بالـ "الأكتانيدات" أن الإلكترون المضاف بالتتابع عند الانتقال من عنصر إلى العنصر الذي يليه في هذا الجزء السفلي سوف يشغل المدار الفرعي "f" للذرة.

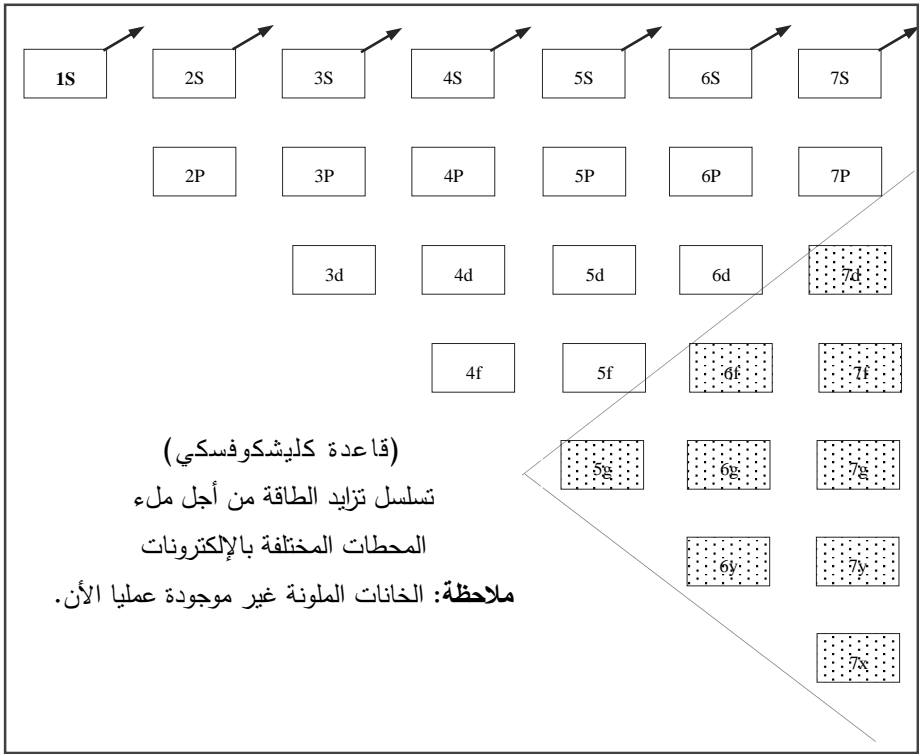
نستخلص من ذلك أن رقم الدور يحدد برقم الطبقة الإلكترونية وأن العناصر النموذجية تشغل منطقة S و P (المجموعة الأولى والمجموعة الثانية على يسار الجدول والمجموعات الست الأخيرة على يمين الجدول) المحددة بالدور وكل منها يحتوي على ثمانية عناصر (أي أن هناك في كل دور ثمانية إلكترونات)، وأن العناصر الانتقالية تشغل منطقة d وكل منها عشرة عناصر، (أي عشرة إلكترونات)، وأن العناصر الانتقالية الداخلية (عناصر اللانتانيدات والأكتانيدات) تشغل منطقة f وكل منها أربعة عشر عنصراً (أي تتسع لأربعة عشر إلكترونات)، نلاحظ أيضاً أن تدرج مستويات الطاقة يتفق تماماً مع التوزيع الإلكتروني.

وتجدر الإشارة إلى أنه طالما كان التوزيع الإلكتروني للعناصر الثقيلة طويلاً، فقد وجد من المناسب الاقتصار على إلكترونات الطبقة الخارجية وإلكترونات الطبقة قبل الأخيرة إذا لم تكن مملوءة، وهذا يعود إلى أن تكافؤ العنصر وخواصه الكيميائية وقسماً كبيراً من خواصه الفيزيائية تتعلق مباشرة بالإلكترونات السطحية أو ما يسمى بالإلكترونات التكافؤية، وكما جرت العادة عند كتابة الصيغة الكاملة للتركيب الإلكتروني كتابة آخر غاز خامل يسبق العنصر المدروس إلى جانب الإلكترونات التكافؤية.

يمكن أن نقول إنه بازدياد شحنة النواة تكرر بصورة دورية البنية الإلكترونية الخارجية في الذرات، وينتج من ذلك أن توضع العناصر في الجدول الدوري يتم وفقاً للتركيب الإلكتروني لذراتها، هذا التركيب الإلكتروني يتحدد بشحنة نوى هذه الذرات، التي تحدد بدورها خواص العناصر ومركباتها.

نعلم أن الترتيب الإلكتروني للذرات يتم وفق القيم التصاعديّة للعدد الذري (Z) أي وفق تزايد الإلكترونات، ومن المعلوم أيضاً أنه عندما نزيد تدريجياً في عدد الإلكترونات فإننا نملأ المدارات الذرية، ولهذا يجب الأخذ بعين الاعتبار المبادئ التالية:

1 - تحتل الإلكترونات المدارات الشاغرة ذات الطاقة المنخفضة حيث يحدث امتلاء المستويات اعتباراً من القيم الصغيرة للمجموع $(n + 1)$ وباتجاه القيم الكبيرة، من السهل أن نلاحظ أن هذا التسلسل يتطابق مع تسلسل تزايد الطاقة من أجل الحالات المختلفة للإلكترون في الذرة. ويعبر عن هذه التدرج بقاعدة "كلشكوفسكي":



2 - لا يمكن أن يحتوي المدار على أكثر من إلكترونين لكي لا نخالف مبدأ لاستثناء لباولي (Pauli).

3 - عندما يكون لنفس المستوى الطاقى عدة مدارات مثل ما هو الحال مع المدارات الثلاثة المتكافئة للمستوي 2P أو المدارات الخمسة المتكافئة للمستوي 3d، فتبدأ الإلكترونات الدخول إلى المدارات الواحد بعد الآخر حتى يبلغ المستوى نصف محتواه من الإلكترونات طبقاً لقاعدة هوند.

نقول إن كل دور يوافق قيمة معينة للعدد الكمّي الرئيسي n ، ويوضح الجدول التالي المستويات التي تملأ داخل كل دور:

البنية الإلكترونية الخارجية للعناصر داخل كل دور في الجدول التالي

عدد العناصر	البنية الإلكترونية الخارجية	الدور n
2	$1s^{1-2}$	1
8	$2s^{1-2}$ $2p^{1-6}$	2
8	$3s^{1-2}$ $3p^{1-6}$	3
18	$4s^{1-2}$ $3d^{1-10}$ $4p^{1-6}$	4
18	$5s^{1-2}$ $4d^{1-10}$ $5p^{1-6}$	5
32	$6s^{1-2}$ $4f^{1-14}$ $5d^{1-10}$ $6p^{1-6}$	6
26	$7s^{1-2}$ $5f^{1-14}$ $6d^{1-10}$ -	7

على الرغم من أن تصنيف مندلييف للعناصر قد اكتسب قيمة عالية مما مكن من انتشاره وتعميمه بسرعة كبيرة، فتحول إلى دليل من أجل الأبحاث في حقل الكيمياء اللاعضوية، إلا أنه لم يخلو من بعض النقائص، وهذا ما دعا العلماء الذين أتوا بعد مندلييف إلى تطوير الجدول كما رأينا سابقاً.

في الختام نشير إلى أن الجدول الدوري للعناصر يبقى صاحب التأثير الأكبر والأبقى، فقد ظلّ على الرغم مما لحقه من تطوير لمدة تزيد على مئتي عام على يد العديد من الباحثين، يشغل موقع القلب في دراسة علم الكيمياء، يمكن بحق وضعه في مرتبة أهم الأفكار العلمية المستمرة في العلم الحديث.

الأستاذ حسن بوزيان
قسم الكيمياء
المدرسة العليا للأساتذة-القبّة-الجزائر

الجزائر في 01 نوفمبر 2012

مقدمة الكتاب

الحمد لله رب العالمين... وبه نستعين.

أما بعد،

يعتبر جدول التصنيف الدوري للعناصر أحد الأعمدة الأساسية التي تقوم عليها الكيمياء. فلولاها لكانت دراسة العناصر الكيميائية عملية مضيعة، تعتبر دراسته وسيلة هامة لفهم الكيمياء وزيادة الاهتمام بتدريسها.

يدل مفهوم "الدورية" على تكرار أنماط من الخصائص الكيميائية والفيزيائية بعد فترات منتظمة ومحددة. وقد تمكن الطلبة الذين يدرسون علم الكيمياء من تعلم ومعرفة خصائص 115 عنصرا مكتشفا حتى الآن، من خلال ما يقدمه هذا المفهوم من تيسير وتسهيل لفهم تلك الخصائص. وكان يكفيهم لذلك معرفة خصائص عدد محدود جدا من العناصر النموذجية والتعرف من خلالها على خصائص العناصر الأخرى التي تنتظم معها في مجموعات، لأنه لعناصر المجموعة الواحدة خصائص كيميائية متماثلة.

تعود بدايات قصة وضع تصنيف للعناصر في نظام دوري، إلى ما قبل حوالي 200 سنة، وقد شهد الجدول الدوري خلال مساره الطويل الكثير من الجدل، وأدخل عليه الكثير من عمليات التعديل والتبديل ليتلاءم مع تطور العلم واكتشاف عناصر جديدة.

لقد نشر العالم الروسي "مندلييف" سنة 1869م نتائج أبحاثه التي ضمنها جدولته الدوري، ثم واصل أبحاثه ونشر سنة 1871م صيغة الجدول الدوري، وجاء اكتشاف النظام الدوري لترتيب العناصر تنويجا للعديد من التطورات العلمية. على الرغم من أن المؤرخين يرون أن المولد الرسمي للجدول الدوري كان في 17-02-1869م على يد "مندلييف" حين وضع جدولته الأول من بين عدة جداول له في هذا المجال. لقد شمل ذلك الجدول 63 عنصرا كانت معروفة حينذاك، مرتبة بدلالة تزايد أوزانها الذرية، وتركزت فيه مواقع خالية لعناصر لم تكن معروفة في ذلك الوقت، وتنبأ "مندلييف" بأنها ستكتشف لاحقا، وحدد أوزانها الذرية التقريبية.

وقد كان تنبؤ مندلييف عن وجود خواص ستة من العناصر التي لم تكن معروفة آنذاك من أروع ما حققه القانون الدوري. فقد احتوى ذلك التصنيف على كثير من الأماكن الخالية، ثم اكتشفت العناصر التي كان يجب أن تكون في الطبيعة أو اصطنعت بعد ذلك.

وقد بلغت جرأة "مندليف" حدًا فيه أخذ يتنبأ بصفات هذه العناصر مستندا إلى صفات ما يجاورها حيث إن خواص العنصر يمكن التنبؤ بها من معرفة موقعه في جدول التصنيف الدوري للعناصر. فأخذ يتكلم عن صفات ما أسماه "إيكا بور" و "إيكا ألومنيوم" و "إيكا منغنيز"، وهي العناصر التي عرفت فيها باسم السكانديوم والغالسيوم والتكنيسيوم. ويشكل إيكا سيليسيوم، الذي عرف فيها بعد باسم الجرمانيوم والذي اكتشفه العالم الألماني "فينكلر" سنة 1886م، المثال التقليدي للعناصر التي تنبأ "مندليف" بخواصها.

يتناول هذا الكتاب دراسة مفصلة لخمسين عنصراً من عناصر الجدول الدوري والتي أعدادها الذرية من 1 إلى 50. وكان السبب وراء اختيار هذا الموضوع هو محاولة تقديم دراسة شاملة عن كل عنصر وذلك لنقص المراجع التي تتحدث عن العناصر الكيميائية.

هذا الكتاب يُعطي للطالب فكرة شاملة عن العناصر الكيميائية، وهو يحتوي على المعلومات الخاصة لكل عنصر على حدة، من الخواص العامة للعنصر، واكتشافه، ووجوده في الطبيعة، وطرق استحصاله، وخواصه الكيميائية، ومجالات استخدامه، وتأثيره على البيئة وصحة الإنسان.

في الختام يسرني أن أتوجه بخالص الشكر والعرفان إلى الأستاذتين الكريمتين سعاد تنبیرت ووهيبة حُوم لمساعدتي في إنجاز هذا الكتاب من خلال مذكرة التخرج التي أنجزتها عندما كانتا طالبتين بالمدرسة العليا للأساتذة تحت إشرافي بعنوان: «دراسة مفصلة لعناصر الجدول الدوري ($50 \leq Z$)».

إن الوصول إلى الكمال أمر مستحيل، ومن طبيعة الإنسان أن يشوب عمله النقص دائماً، لكن أرجو أن أكون قد وفيت الموضوع حقه، وساهمت ببعض الجهد في بناء جيل واع مؤمن بلغته ووطنه، وأملّي كبير في ألا ييخل علينا أحد في إبداء أية ملاحظة أو تصويب.

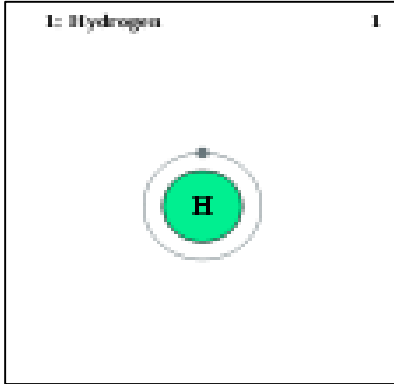
والله ولي التوفيق

الأستاذ حسن بوزيان
قسم الكيمياء
المدرسة العليا للأساتذة-القبة-الجزائر

الجزائر في 01 نوفمبر 2012

1- عنصر الهيدروجين 1_1H

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للهيدروجين

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	1
العدد الكتلي (A)	1
الوزن الذري الغرامي (g)	1,00794
نصف القطر الذري (°A)	0.53
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	0,08988
درجة الانصهار (°C)	-259,3
درجة الغليان (°C)	-252,7
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	1312
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	0,747
الكهروسلبية	2,2
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	-

1 - ما هو الهيدروجين؟

الهيدروجين غاز لا لون له ولا طعم ولا رائحة، وهو أبسط عنصر معروف، تتألف نواة ذرته من بروتون وحيد، يمكن أن يصنف ويوضع في فصيلة المعادن الأساسية لأنه يحتوي على إلكترون واحد في طبقة التكافؤ، أو مع فصيلة الهالوجينات لأن له القدرة على أخذ إلكترون واحد وذلك بالمشاركة على الأغلب، ولا يضم الهيدروجين إلكترونات آخر إلى مداره مكوناً مركباً شاربياً إلا في حالة واحدة فقط، وذلك عندما يتحد مع المعادن الأساسية لتكوين هيدريدات مثل NaH إن تغلب على هذه المركبات الصفة الأيونية.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

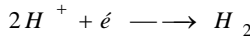
عرف هذا العنصر منذ حوالي القرن الخامس عشر، إلا أن العالم الإنجليزي "كافانديس" Cavendish هو أول من اكتشف وجود غاز الهيدروجين عام 1766 عندما لاحظ تصاعد غاز قابل للاشتعال عند إذابة بعض الفلزات في الأحماض المخففة. يحتل الهيدروجين المرتبة التاسعة بين العناصر الموجودة على سطح الأرض إذا رتبنا العناصر تبعا للنسبة الوزنية، أما إذا كان الترتيب تبعا لعدد الذرات فإنه يحتل المرتبة الثالثة بعد الأكسجين والسيليكون.

أهم المصادر الرئيسية للهيدروجين على الأرض وأكثرها شيوعا الماء حيث يشكل 8/1 من وزنه، وكذلك يوجد في المركبات البترولية والغاز الطبيعي حيث يكون متحدا مع الكربون، كما يعتبر الهيدروجين العنصر الأساسي في كافة المركبات العضوية فهو يوجد في البروتينات والدهون وبسبب انخفاض وزن الهيدروجين فإنه يشكل 0,88% من وزن القشرة الأرضية بما فيها ماء الجو المحيط بها.

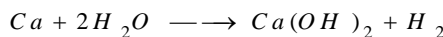
3 - طرق استخلاص الهيدروجين

1.3 - مخبريا

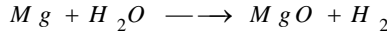
1.1.3 - تأثير المعادن على الماء: وهي عبارة عن إرجاع لشاردة الهيدرونيوم



تستطيع المعادن الأساسية والأساسية الترابية شديدة الكهروإيجابية أن تتفاعل مع الماء البارد معطية الهيدروجين حسب التفاعل التالي:



يتفاعل المغنيزيوم ببطء مع الماء البارد، إلا أنه يتفاعل بشدة مع بخار الماء ويشكل في هذه الحالة الأكسيد ثم الهيدروكسيد:

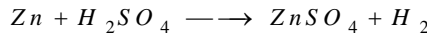
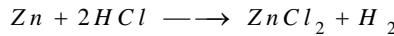


كذلك يتفاعل بخار الماء مع الحديد المسخن إلى الدرجة الحمراء وفق التفاعل:



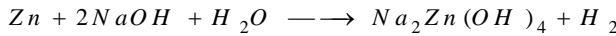
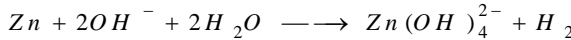
2.1.3 - تأثير المعادن على الحموض الممددة

تتفاعل جميع المعادن التي تقع فوق الهيدروجين في السلسلة الكهروكيميائية مع حمض هيدروكلوريك وحمض الكبريت الممددين لتعطي الهيدروجين وفق التفاعلين التاليين:



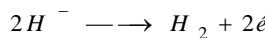
3.1.3 - تأثير الزنك والألمنيوم على الأسس

يتفاعل الزنك والألمنيوم مع المحاليل المائية لهيدروكسيد الصوديوم أو البوتاسيوم معطيا الهيدروجين وفق التفاعلات التالية:

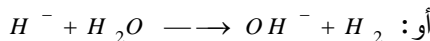
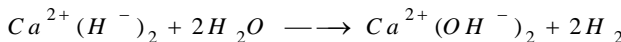


4.1.3 - تفاعل الماء مع الهيدريدات الشاردية

تعتمد أكسدة شاردة الهيدريد H^- إلى H_2



كما في التفاعل التالي:



5.1.3 - التحليل الكهربائي للماء

يتم في أوعية التحليل الكهربائي بوجود أثار من الحموضة أو الأسس أو الأملاح حيث يتصاعد الهيدروجين على المهبط والأكسجين على المصعد.

2.3 - صناعيًا

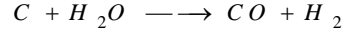
1.2.3 - التحليل الكهربائي للماء

كما ذكرنا في الفقرة السابقة.

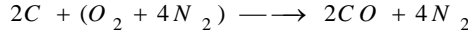
2.2.3 - تأثير بخار الماء على فحم الكوك المسخن "طريقة بوش"

تتم هذه العملية على عدة خطوات:

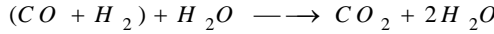
- الخطوة الأولى: إمرار البخار على فحم الكوك المسخن عند 1200°م وفق التفاعل التالي:



- الخطوة الثانية: ندخل الهواء ($^{4N}_2 + O_2$) الذي يتفاعل مع الكربون ويؤدي إلى ارتفاع درجة الحرارة مرة ثانية إلى 1200°م بعد انخفاضها إلى 800°م وفق التفاعل التالي:



- في الخطوة الأخيرة يعالج غاز الماء مع بخار الماء في الدرجة حوالي 450°م بوجود بسيط مناسب من أكسيد الحديد فيؤدي إلى أكسدة أحادي أكسيد الكربون الناتج في التفاعلين السابقين إلى غاز ثنائي أكسيد الكربون وفق التفاعل:



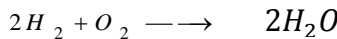
3.2.3 - طرق أخرى

يمكن الحصول على الهيدروجين كناتج ثانوي في التفاعلات تكسير الفحم الهيدروجينية، وفي صناعة الكلور وهيدروكسيد الصوديوم وبالتحليل الكهربائي لمحلول مركز من كلوريد الصوديوم.

4 - الخواص الكيميائية للهيدروجين

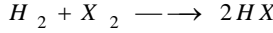
1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يشتمل الهيدروجين في الهواء بلهب أزرق باهت باتحاده مع أكسجين الهواء مشكلا الماء حسب التفاعل التالي:



2.4 - التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل مع الهالوجينات تحت شروط معينة معطيا HX حسب التفاعل التالي:



3.4 - التفاعل مع الكبريت

يتفاعل جزئيا مع الكبريت المنصهر أو بخار الكبريت ليشكل غاز كبريتيد الهيدروجين حسب التفاعل:



4.4 - التفاعل مع الآزوت

يتفاعل مع الآزوت مشكلا النشادر عند درجات الحرارة المرتفعة وتحت ضغوط كبيرة وبوجود وسيط مناسب وفق التفاعل التالي:



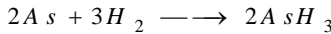
5.4 - التفاعل مع الكربون

يتحد الهيدروجين مع الكربون في درجات الحرارة العالية معطيا الميثان حسب التفاعل التالي:



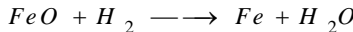
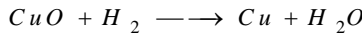
6.4 - التفاعل مع المعادن

يتفاعل الهيدروجين مع المعادن الأساسية والأساسية الترابية ليعطي هيدريدات شاردية في درجات الحرارة ما بين 150°م - 400°م حسب التفاعلات التالية:

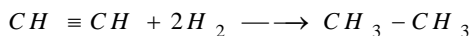


7.4 - خواصه الإرجاعية

يستطيع الهيدروجين إرجاع بعض أكاسيد ضعيفة الكهروكيميائية مثل PbO و FeO و CuO إلى المعادن الموافقة:



وفي وجود النيكل كوسيط وعند الدرجة 150 °م أو وجود البلاتين أو البلاديوم عند الدرجة العادية، يستطيع الهيدروجين إرجاع الروابط المزدوجة والثلاثية بين ذرات الكربون في المركبات العضوية غير المشبعة حسب التفاعلات:



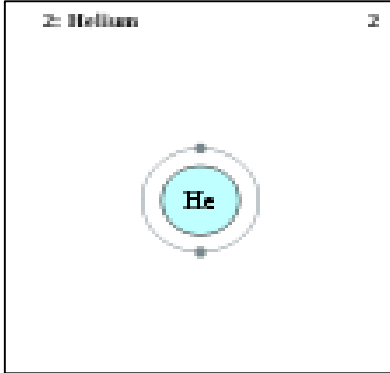
5 - مجال استعمال الهيدروجين

حتى هذا القرن كان استعمال الهيدروجين بكميات قليلة فقط وذلك كوقود بشكل غاز الاستصباح وغاز الماء ومن أجل إملاء البالونات وفي مواقد اللحام، ولكن تستخدم الآن كميات كبيرة من الهيدروجين في الأغراض التالية:

- 1 - صناعة النشادر بطريقة هابر، والتي تستخدم بدورها في صناعة حمض الآزوت الذي بدوره يستخدم في تحضير المتفجرات والأصبغة.
- 2 - صناعة كلوريد الهيدروجين وحمض الهيدروكلوريك.
- 3 - صناعة بعض المواد العضوية.
- 4 - صناعة المواد الدسمة كالسمن.
- 5 - استعمال بعض المعادن من أكاسيدها كالتنكستين والموليبدن.
- 6 - استخدام الهيدروجين السائل كوقود للصواريخ.
- 7- في مجال التطوير: إستعمال الهيدروجين لتوليد الكهرباء في السيارات.

2 - عنصر الهيليوم ${}^4_2\text{He}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للهيليوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	2
العدد الكتلي (A)	4
الوزن الذري الغرامي (g)	4,002602
نصف القطر الذري (°A)	0,179
الكتلة الحجمية (g/cm ³)	-268,9
درجة الانصهار (°C)	-272
درجة الغليان (°C)	2372
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	-
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	-
الناقلية الكهربائية (μ ohm) ⁻¹	-

1 - ما هو عنصر الهيليوم؟

الهيليوم غاز عديم اللون والرائحة، ذو وميض أرجواني في حالة البلازما. له أقل درجات الغليان والانصهار مقارنة ببقية العناصر، وهو لا يوجد إلا في الحالة الغازية باستثناء ظروف خاصة جداً، كما أنه لا يتحول إلى الحالة الصلبة إلا تحت ضغوط كبيرة والذي بتغيره يتغير حجم المادة الصلبة. هناك ثمانية نظائر معروفة، ولكن النظيرين هيليوم - 3 وهيليوم - 4 هما الوحيدان المستقرين، أما البقية لها نشاط إشعاعي، وتتحول بسرعة إلى عناصر أخرى أكثر النظائر انتشاراً هو الهيليوم - 4، وهو يتكون من جسيم ألفا في نواته الذرية، وهو أكثر الجسيمات استقراراً، أما النظير هيليوم - 3 فهو نادر على الأرض وهو ينتج من التريتيوم بعد إشعاعه الإلكتروني خلال تحلل بيتا.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف عام 1868 بواسطة "يانسن" "P. Janssen" الفلكي الفرنسي الذي لاحظ لأول مرة خطأً أصفراً لامعاً في الطيف الضوئي للشمس، ولهذا أطلق عليه اسم الهيليوم، وهي كلمة مشتقة من اللغة الإغريقية وتعني الشمس. وقد حضر لأول مرة من قبل العالم البريطاني "رامزي" "Ramsay" عام 1895م بفصله من أحد المعادن الأرضية، واكتشف وجوده ضمن نواتج الانحلال الإشعاعي لعنصر الراديوم، ثم فصل بكميات كبيرة من الغاز الطبيعي في الولايات المتحدة. يعتبر الهيليوم من العناصر النادرة جداً، لذلك فهو ينتمي إلى مجموعة الغازات النادرة، وهذا وإن مصدره الرئيسي هو الهواء حيث تبلغ نسبته المئوية الحجمي $5.24 \cdot 10^{-4}$. كما أنه يوجد في منابع المياه المعدنية وكذلك في غازات البترول والغاز الطبيعي.

3 - طرق استحصال الهيليوم

ينتج الهيليوم عن تحلل العناصر المشعة، إذ أن أشعة ألفا هي نوى الهيليوم لكن الغاز الطبيعي هو المنبع الرئيسي لتحضير الهيليوم، إذ يبرد هذا الغاز إلى درجة حرارة أعلى بقليل من درجة غليان الهيليوم، ثم يتم عزل الغازات غير المرغوب فيها ونحصل بذلك على الهيليوم بنسبة 99%.

4 - الخصائص الكيميائية للهيليوم

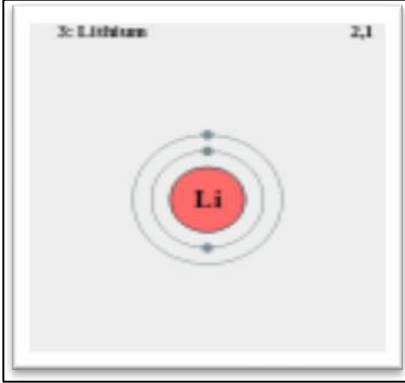
للـهيليوم التركيب الإلكتروني $1s^2$ ، ذرات هذا العنصر ذات تركيب إلكتروني مكتمل وهذا يعني أنها ثابتة جداً، فهي غير ميالة للارتباط مع نفسها لتشكل جزيئات ثنائية وحتى مع غيرها من العناصر، وإنما توجد بشكل ذرات منفصلة، لذا دعي بالغاز الخامل. لا يستطيع الهيليوم الدخول في أي تفاعل كيميائي وذلك لخفته.

5 - مجال استعمال الهيليوم

- يمزج الهيليوم مع الأكسجين لاستخدامه في الطب وفي الغوصات في الأعماق الكبيرة.
- يستعمل الهيليوم في ملء المناطيد لكونه أخف من الهواء وأقل خطرا من الهيدروجين.
- يستعمل في التجارب التي تدرس عند الدرجات المنخفضة جدا وذلك لأن درجة غليانه تعتبر من أقل درجات الغليان للمواد المعروفة، بالإضافة إلى ذلك يمكن استعماله أيضا في توليد الأجواء الخاملة في التفاعلات الكيميائية.
- يستعمل في عمليات اللحام بالقوس الكهربائي.

3- عنصر الليثيوم ${}^7_3\text{Li}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة لليثيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	3
العدد الكتلي (A)	7
الوزن الذري الغرامي (g)	6,941
نصف القطر الذري (°A)	0,53
الكثلة الحجمية (g/cm ³)	180,5
درجة الانصهار (°C)	1342
درجة الغليان (°C)	520
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	0,54
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	1,0
الكهروسلبية	-
الناقلية الكهربائية (μ ohm) ⁻¹	-

1 - ما هو عنصر الليثيوم؟

الليثيوم عبارة عن معدن أبيض فضي، ينتمي إلى مجموعة المعادن الأساسية في الجدول الدوري للعناصر، هو أخف المعادن، وكثافته هي نصف كثافة الماء تقريبا. يعتبر الليثيوم من أقوى المرجعات على الإطلاق، وهو يتفاعل ويتأكسد بسرعة في الهواء والماء، ونظرا لخصائصه فهو يدخل في تركيب البطاريات وكذلك في بعض الأدوية المستعملة في معالجة الأمراض العصبية والاكتئاب في صورة كربونات الليثيوم.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف عنصر الليثيوم في عام 1817 من قبل "أفيدسون" "Arfredson" بالسويد وذلك من خامه الببتاليت، مصدر اسمه من اليونانية Lkthos بمعنى حجر إشارة إلى أصله المعدني. وفي عام 1818 استطاع كل من "براند" "Brandé" و "ديفي" "Davy" من تحضير كميات قليلة منه بالتحليل الكهربائي لأكسيد الليثيوم.

ولكن "بونسين" "Bunsen" و "ماتيسين" "Mattiessen" في عام 1855م حضرا معدن الليثيوم بالتحليل الكهربائي لمصهور كلوريد ودرسا خواصه.

يعتبر الليثيوم من العناصر النادرة (0,0065%)، فهو غير موجود بشكل حر، فبسبب نشاطه التفاعلي العالي يوجد دائما متحدا مع عنصر أو أكثر في مركبات كيميائية، وهو يشكل نسبة ضئيلة في الكثير من الصخور البركانية، كما يوجد في المياه ذات تركيزات الأملاح العالية. إلا أن خاماته منتشرة في كل من أوروبا وآسيا وإفريقيا وأمريكا وأهمها: السبديومين $Li [AlSi_2O_6]$

والليبيدولين الذي له التركيب التقريبي التالي $K_2Li_3Al_4Si_7O_{21}(OH, F)_3$ والببتاليت $LiAlSi_4O_{10}$ والأملبيكونيت (Ambygonite) $LiAl(F, OH)PO_4$.

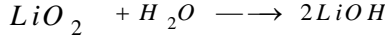
3 - طرق استحصال الليثيوم

يحضر الليثيوم بالتحليل الكهربائي لمصهور مزيج من LiCl (55%) ومن KCl (45%). وتتألف الخلية من صفيحة من الفولاذ تضم الصهارة وتقوم مقام المهبط، والمصعد من الغرافيت. ينصهر المزيج عند حوالي $400^\circ C$ (درجة انصهار كلوريد الليثيوم $610^\circ C$). يتحرر الليثيوم على المهبط الفولاذي ويطفو على سطح الصهارة ويتحرر الكلور على المصعد، ويجب إضافة كلوريد الليثيوم لتعويض ما يتحلل منه.

4 - الخواص الكيميائية لليثيوم

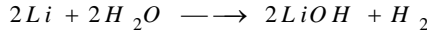
1.4 - التفاعل مع الأكسجين

الليثيوم النقي جدا لا يتفاعل مع الأكسجين الجاف في الدرجة العالية من الحرارة إلا أنه في الدرجات الأعلى من 100°C يتفاعل معه ليشكل الأكسيد LiO_2 . ويمكن أن يتفاعل هذا الأكسيد مع الماء ليعطي هيدروكسيد الليثيوم:



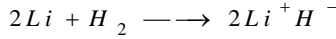
2.4 - التفاعل مع الماء

يتحد الليثيوم مع الماء بشدة مشكلا هيدروكسيد الليثيوم وغاز الهيدروجين، ولا يكون هذا التفاعل عنيفا حتى أن الليثيوم لا ينصهر والهيدروجين المتحرر لا يشتعل كما في حالة المعادن الأخرى:

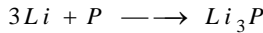
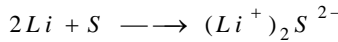


3.4 - التفاعل مع أشباه المعادن

يتفاعل الليثيوم مع الهيدروجين عندما يكون مصهورا (أي فوق الدرجة 600°C) حسب التفاعل التالي:



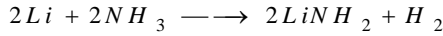
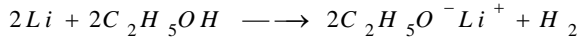
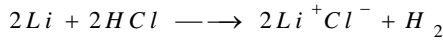
يتفاعل الليثيوم أيضا مع الكبريت ليعطي الكبريتات ومع الفوسفور ليعطي الفوسفيدات وذلك حسب المعادلات التالية:



يتفاعل الليثيوم مع الآزوت ببطء في الدرجة العادية من الحرارة وبسرعة عند درجات أعلى ليشكل النتريد Li_3N .

4.4 - التفاعلات الأخرى

يمكن أن يتفاعل الليثيوم مع الحموض والكحول الإيثيلي وغاز النشادر بوجود وسيط وحرارة مطلقة غاز الهيدروجين ومشكلة كلوريد الليثيوم أو إيتيلات أو أميد الليثيوم:



يرجع الليثيوم الأكاسيد وهاليدات المعادن الأخرى إلى المعدن فمثلا يستطيع إرجاع كلوريد البيريليوم وفق التفاعل:

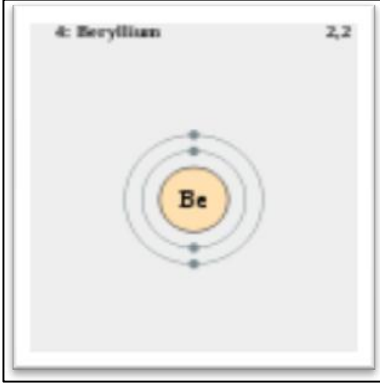


5 - مجال استعمال الليثيوم

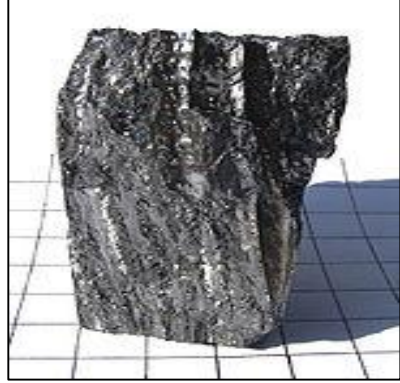
يدخل الليثيوم في صناعة الأدوية، كما يستعمل على نطاق واسع في الكيمياء العضوية مثل مركب هيدريد الليثيوم والألمنيوم $Li^{-}AlH_4^{-}$ الذي يعتبر من العوامل المرجعة القوية، ويستخدم في صناعة بطاريات السيارات لكونه موصل للكهرباء، إضافة إلى استخدامه في الطب النفسي في ضبط نوبات الاكتئاب والهوس للمرضى الذين يعانون من الاضطراب الوجداني ثنائي القطبين.

4 - عنصر البيريليوم 9_4Be

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للبيريليوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	4
العدد الكتلي (A)	9
الوزن الذري الغرامي (g)	9,012
نصف القطر الذري (°A)	1,12
الكتلة الحجمية (g/cm ³)	1,85
درجة الانصهار (°C)	1287
درجة الغليان (°C)	2770
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	215
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-0,6
الكهروسلبية	1,5
الناقلية الكهربائية $(\mu \text{ ohm})^{-1}$	$31,3 \cdot 10^6$

1 - ما هو عنصر البيريليوم؟

البيريليوم عنصر كيميائي ينتمي إلى عائلة المعادن الأساسية الترابية المكونة للمجموعة 2 في الجدول الدوري للعناصر، لونه رمادي وهو معدن صلب وخفيف لكنه هش. يظهر بشكل طبيعي كمكنز لبعض الصخور والتربة وفلزات الكربون وكرماد بركاني، ونظرا لكونه عنصرا فهو لا يتفكك ولا يمكن إتلافه.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف البيريليوم من قبل العالم "فاوكلين" "Vauquelin" عام 1795م في فرنسا عند تحليله للبيريل، ولكن أول من عزله هو "Wohler" عام 1828م من تأثير البوتاسيوم على كلوريد البيريليوم. أصل اسمه من اليونانية Beryllos بمعنى أخضر، نسبة إلى لون الزمرد، الحجر الكريم الأخضر الناتج عن تحول Beryl.

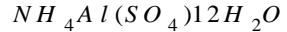
يتراوح تركيز البيريليوم في القشرة الأرضية بين 1 و 5 ملغ/كغ. ويقدر متوسط تركيز الموجود بشكل طبيعي في التربة بـ 250 مرة أكبر من تركيزه في مياه تجاوبف التربة، وتكون نسبة تركيزه أكبر بكثير في التربة الطفالية والصلصال. تتراوح سويات البيريليوم في مياه الشرب بين 0,01 و 0,7 جزء من المليون. وتكون تراكيزه في الهواء عادة أقل من 0,0005 ميكروغرام/م³، كما أنه يوجد في الأغذية بتركيز وسطي قدره 22,5 ميكروغرام/كغ مقيسا في 38 مادة غذائية مختلفة.

يكون شكل البيريليوم المنطلق في الهواء عادة على هيئة أكسيد البيريليوم، الذي يسقط على الأرض في نهاية المطاف إما مع الأمطار والثلوج أو على هيئة جسيمات صلبة. لا ينحل أكسيد البيريليوم بسهولة ولا يتحرك بسرعة في التربة أو الماء، ولا يبدو أنه يتراكم في النباتات والحيوان. تكون نسبة تركيز البيريليوم في النباتات إلى نسبته في التربة ضعيفة عادة، وتقدر بـ 0,15%. ورغم قدرة التفاعلات الكيميائية على تحويل البيريليوم من مركب لآخر، فإن البيريليوم بحد ذاته لا يمكنه أن يتفكك بواسطة التفاعلات البيئية وأهم خاماته البيريل (Beryl) $3BeO$, Al_2O_3 , $6SiO_2$ والهلفين (Helvine) $(Mn, Fe, Zn)_6(Be_6Si_6O_{24}S_2)$ وبشكل سيليكات أخرى.

3 - طرق استحصال البيريليوم

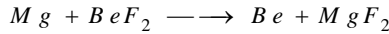
يستحصل البيريليوم من البيريل بطريقة الصهر والإطفاء حيث يصهر البيريل في فرن كهربائي عند الدرجة 1600-1650°م ويطفأ على شكل زجاجي بصبه في الماء ثم يعالج بحمض الكبريت فينحل

على شكل كبريتات ويبقى السيلييس. ثم تضاف كبريتات الأمونيوم فيترسب الشب



القليل الذوبان ويبقى $BeSO_4$ في المحلول فيضاف الأساس فيتحول إلى $Be(OH)_2$ ثم تكلس فتعطي الأكسيد الذي يتفاعل مع HCl ليعطي $BeCl_2$ الذي يحلل كهربائيا، وبذلك نتحصل على البيريليوم.

يحضر البيريليوم أيضا من إرجاع فلوريده بمعدن المغنيزيوم بالتسخين:



4 - الخواص الكيميائية للبيريليوم

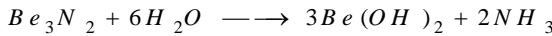
1.4 - التفاعل مع الماء

لا يتفاعل البيريليوم مع الماء حتى في درجة انصهار الاحمرار، ويعود هذا الخمول إلى تشكل طبقة كتومة رقيقة من الأكسيد التي لا تتحل حتى في الماء الساخن.

2.4 - التفاعل مع العناصر الأخرى

1.2.4 - مع الآزوت

يتفاعل البيريليوم مع الآزوت بالتسخين إلى درجات مناسبة ولتشكيل مركب يدعى النتريد وهذا المركب يتحملة بسرعة في الماء ويتشكل هيدروكسيد البيريليوم وينطلق غاز النشار:

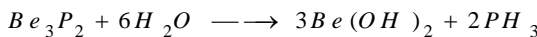


2.2.4 - مع الكربون

يتفاعل البيريليوم بالتسخين مع الكربون ويتشكل الميثانيد ذو الصيغة Be_2C الذي يتحملة بالماء ويطلق غاز الميثان.

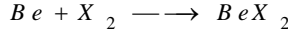
3.2.4 - مع الفوسفور

يتفاعل البيريليوم مع الفوسفور بالحرارة ويتشكل فوسفيد البيريليوم Be_3P_2 والذي يتحملة بسرعة بالماء ويشكل هيدروكسيد البيريليوم وينطلق غاز الفوسفين:



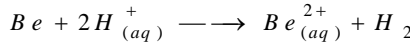
4.2.4 - مع الهالوجينات والكبريت

يتفاعل البيريليوم مع الهالوجينات ويشكل هاليد البيريليوم، كذلك يتفاعل مع الكبريت ويتشكل كبريتيد البيريليوم BeS الذي يتحلله بالماء ويطلق غاز كبريتيد الهيدروجين.



3.4 - التفاعل مع الحموض

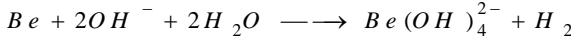
يتفاعل البيريليوم مع الحموض الممددة مثل HCl و H_2SO_4 وينطلق غاز الهيدروجين:



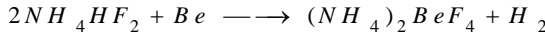
إلا أنه لا يتفاعل مع حامض النيتريك HNO_3 نظرًا لتشكل طبقة الأكسيد العازلة.

4.4 - التفاعل مع الأسس

يتفاعل البيريليوم مع الأسس ويشكل شاردة البيريلات السالبة وينطلق غاز الهيدروجين وهو يعتبر من العناصر التي لها صفات مذبذبة:



كما ينحل في المحلول المائي لثنائي فلوريد الأمونيوم:



5 - مجال استعمال البيريليوم

يستعمل البيريليوم لقساوته في الخلائط المعدنية وخاصة مع النحاس وكذلك مع الألمنيوم والنيكل والكوبالت وجميعها مقاومة للتآكل. وفي صنع نوافذ أنابيب الأشعة السينية وفي المفاعلات النووية من حيث هو مصدر للنترونات، يستخدم معدن البيريليوم النقي في الصواريخ والقذائف ومكونات الصواريخ والطائرات وفي الأسلحة النووية.

تستخدم رقائق البيريليوم مع كشوف التشخيص التي تستخدم الأشعة السينية، فتمنع مرور الضوء المرئي وتسمح فقط بمرور أشعة X وذلك بنفاذية عالية تبلغ سبع عشر ضعف الألمنيوم الذي كان يستخدم سابقاً لهذا الغرض.

يستخدم كذلك في الجيروسكوبات أي الأجهزة الداخلة في أنظمة توجيه وحفظ توازن الصواريخ وسفن الفضاء والأقمار الصناعية، كما يدخل في صناعة أجهزة الحاسوب وملحقاتها، نوابض الساعات

والأدوات الأخرى التي يعتبر فيها خفة الوزن والصلابة وثبات الأبعاد صفات مهمة ومرغوبة. يستخدم أكسيد البيريليوم في العديد من التطبيقات التي تحتاج إلى نقل حراري ممتاز ، وصلابة وقوة عاليتين، ودرجات انصهار عالية تستخدم كعوازل كهربائية.

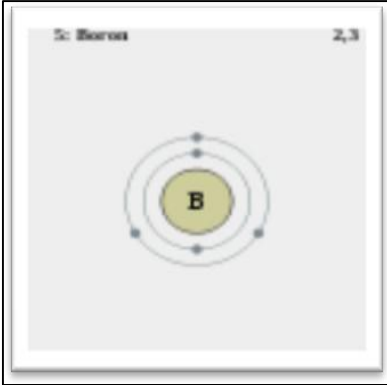
6 - تأثيره على جسم الإنسان

يتعلق المصير الذاتي للبيريليوم بالشكل الذي يدخل فيه إلى الجسم، لا تتحل غالبية مركباته بسهولة ولا تمتص بيسر من قبل الطرق المعوية المعدية، يطرح البيريليوم الذي تم امتصاصه بشكل بطيء جدا وينحو إلى التراكم في الهيكل العظمي. ويمكن لجسيمات غبار البيريليوم أن تدخل عن طريق التنفس وتترسب في الرئتين. غير أنه يمكن لبعض الجسيمات المترسبة هذه أن تخرج من الرئتين. ورغم عدم إمكانية استقلال البيريليوم في الجسم إلا أن أشكاله المنحلة قد تتحول إلى مركبات أقل انحلالية في الرئتين. ينتقل البيريليوم الممتص في الدم إلى نسيج وإعطاء الجسم، ويتراوح عصر النصف لمركبات البيريليوم المستنشقة الحولة بين 2 و 8 أسابيع.

يمكن أن يؤدي استنشاق البيريليوم إلى نمطين من الأمراض التنفسية، مرض بيريليوم حاد ومرض بيريليوم مزمن، ويمكن للنمطين أن يكونا ممتتين. يحصل المرض الحاد عادة بعد التعرض لسويات عالية من أشكال البيريليوم الأكثر انحلالا وتتراوح مظاهره من التهاب الممرات الأنفية وحتى ذات الرئة الكيميائي العنيف. ويصل مرض البيريليوم المزمن من استنشاق سويات ضعيفة من البيريليوم وهومن نمط الاستجابة التحسسية. يتميز المرض بتشكيل عقد أو تحبب في الرئتين. يمكن أن تكون فترة تفاقم المرض مديدة قبل ظهور الأعراض. ومن جهة أخرى، لم تظهر تقارير تشير إلى الآثار الناجمة عند الإنسان بسبب عبور البيريليوم إلى الجسم عن طريق الغذاء، وذلك لأن الكمية التي يمتصها الدم قليلة جدا. وبعد التلامس الجلدي الأثر الأكثر شيوعا للبيريليوم على الجلد.

5 - عنصر البور $^{10}_5B$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للبور

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	5
العدد الكتلي (A)	10
الوزن الذري الغرامي (g)	10,811
نصف القطر الذري (°A)	0,98
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	2,34
درجة الانصهار (°C)	2300
درجة الغليان (°C)	2550
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	804
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	0,2
الكهروسلبية	2
الناقلية الكهربائية $(\mu \text{ ohm})^{-1}$	-

1 - ما هو عنصر البور؟

البور عنصر فلزي ثلاثي التكافؤ، عبارة عن جسم صلب يتمتع بقساوة عالية وهو يكون إما: بلوري على شكل مسحوق ناعم أسود اللون وهو قليل الفعالية في الشروط العادية، إذ يتمتع بثلاثة أشكال متغايرة البنية، أو غير بلوري على شكل مسحوق بني اللون له فعالية كبيرة نظرا لكبر مساحة سطحه الفعال.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

عزل من قبل "Gay-Lussac" و "Thenard" في فرنسا، ومن قبل "Davy" في بريطانيا سنة 1808م، أصل اسمه من العربية البوراق بمعنى أبيض اللون لامع، الذي يدل على مصدره Borax معدن خام على شكل بلورات لامعة.

يوجد عنصر البور في الطبيعة بشكل حر، وإنما يوجد بشكل بورات في المناجم الحارة وهو يشكل 5×10^{-3} عن القشرة الأرضية ومن أهم فلزاته نذكر:

البوراكس $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$

الكيرنيت $Na_2B_4O_7 \cdot 4H_2O$

الكوليمانيت $Ca_2B_6O_{11} \cdot 5H_2O$

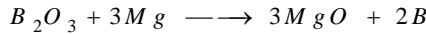
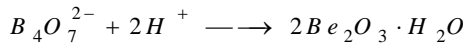
الأشاريت $MgHBO_3$

حامض البور H_3BO_3

3 - طرق استحصال البور

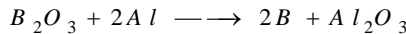
يحضر البور بعدة طرق:

- يحضر البور اللابلوري بمعالجة البوراكس مثلا بحمض كلور الماء ثم معالجة الناتج حراريا لاستحصال ثلاثي أكسيد البور الذي يرجع أخيرا بالمغنيزيوم وذلك وفق المعادلات:

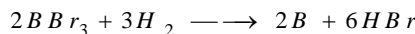


أما البور البلوري فيحضر:

- إما بإرجاع أكسيد البور بواسطة الألومنيوم بالحرارة وفي وجود هيدروكسيد الصوديوم:



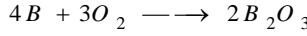
- أو بإرجاع ثلاثي بروميد البور بواسطة الهيدروجين في درجة حرارة عالية:



4 - الخواص الكيميائية للبور

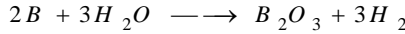
1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل مع أكسجين الهواء في درجة حرارة تتأهز 700°م مشكلا ثلاثي أوكسي ثنائي البور وفق التفاعل التالي:



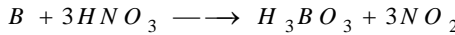
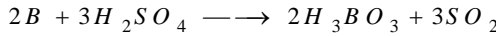
2.4 - التفاعل مع الماء

يتفاعل البور مع الماء في درجة الحرارة العالية وفق المعادلة:



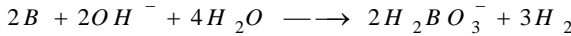
3.4 - التفاعل مع الحموض

يتفاعل مع الحموض المركزة والمؤكسدة في وجود التسخين ليشكل حمض البور H_3BO_3 ولا يتفاعل مع الحموض الممددة حيث لا يستطيع طرد الهيدروجين منها:



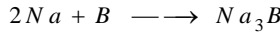
4.4 - التفاعل مع الأسس

لا يتفاعل مع الأسس المركزة دون درجة 500°م ولكن فوق هذه الدرجة يشكل $H_2BO_3^-$ والهيدروجين:



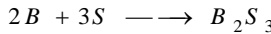
5.4 - التفاعل مع المعادن

يتفاعل مع بعض المعادن مباشرة بالتسخين ليعطي بوريدات المعادن مثل بوريد الصوديوم:



6.4 - التفاعل مع الكبريت

يتفاعل مع الكبريت ليعطي كبريت البور:



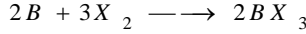
7.4 - التفاعل مع الآزوت

يتأثر بالآزوت في وجود التسخين ليعطي نتريد البور:



8.4 - التفاعل مع لهالوجينات

يتفاعل مع الهالوجينات بالحرارة:



5 - مجال استعمال البور

- يستخدم البور بشكل كبير في عمليات التركيب العضوي، كما يدخل في صناعة زجاج البوروسيليكات، وفي إنتاج الألياف الزجاجية العازلة ومواد التبييض.
- ومن الاستخدامات الأخرى:
- تستعمل كمادة حافظة للأخشاب.
- تستعمل في السيطرة والتحكم في المفاعلات النووية كدرع واق من الإشعاع وكذلك للكشف عن النيوترونات.
- كما يستخدم في مجالات طبية، وفي علاج الروماتيزم وآلام المفاصل.
- حمض البوريك مركب مهم يستخدم في صناعة النسيج.

6 - عنصر الكربون $^{12}_5B$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للكربون

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	6
العدد الكتلي (A)	12
الوزن الذري الغرامي (g)	12,011
نصف القطر الذري (°A)	0,914
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	2,26
درجة الانصهار (°C)	3727
درجة الغليان (°C)	4830
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	1086
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	1,25
الكهروسلبية	2,5
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	0,00061

1 - ما هو عنصر الكربون؟

الكربون عنصر مميز لأسباب عديدة تتضمن أشكاله العديدة مادة من أنعم المواد "الجرافيت" ومادة من أقسى المواد "الماس" كما أن لها قابلية كبيرة للترابط مع الذرات الأخرى الصغيرة، بما فيها ذرات الكربون نفسه وحجمه الصغير يجعله يستطيع تكوين روابط عديدة، ونظرا لذلك فإن الكربون يعرف أنه يكون ما يقرب من 10 ملايين مركب، أي معظم المركبات الكيميائية تقريبا، مركبات الكربون هي الأساس للحياة على الأرض كما أن دورة كربون - نيتروجين هي السبب في إصدار بعض الطاقة الصادرة عن الشمس والنجوم الأخرى.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

الكربون تعني باللغة اللاتينية Cardo بمعنى Charbon الذي يدل على مصدر الفحم، تم اكتشافه قبل الميلاد وكان معروفا عند القدماء الذين حصلوا عليه بحرق المواد العضوية بمعزل عن الأكسجين لتصنيع الفحم كما أن الماس يعتبر منذ القدم من المواد النادرة والتي تم اكتشافها كمنتج ثانوي أثناء تجارب الشعاع الجزيئي في الثمانيات من القرن العشرين.

يشكل الكربون حوالي 0,08% من وزن القشرة الأرضية ويدخل في تركيب الغلاف الجوي بنسبة 0,03% حجما بشكل CO_2 . وهو عنصر هام يدخل في تركيب النسيج الحيواني والنباتي ويعتبر العنصر الأساسي الذي تتكون منه البقايا الجيولوجية مثل البترول والفحم الحجري.

ويوجد على شكل كربونات معدنية أهمها الحجر الكلسي $CaCO_3$ وأحجار الدولوميت $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ والسيدريت $FeCO_3$ والوزريت $BaCO_3$ والملاغيت $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$ ، كما يمكن للكربون أن يصادف في الطبيعة بشكل حر مثل الماس والجرافيت ويوجد بالإضافة إلى ذلك عدة أشكال مسامية من الكربون مثل فحم الكوك وفحم الخشب والفحم الحجري وغير ذلك من الفحم التي تشابه الجرافيت في صفاته.

3 - الخواص الكيميائية للكربون

يعتبر الكربون عنصرا قليل الفعالية في درجات الحرارة العادية، لكنه يتفاعل مع العديد من العناصر في الدرجات العالية لينتج عددا هائلا من المركبات حيث إن معظم هذه المركبات تصنف على أنها مركبات عضوية.

1.3 - التفاعل مع الأكسجين

يحترق بالحرارة وفي جو من الأكسجين ليعطي غاز أحادي أوكسيد الكربون أو غاز ثنائي أوكسيد الكربون وذلك حسب كمية الأكسجين المستعملة:



2.3 - التفاعل مع أشباه المعادن

1.2.3 - التفاعل مع الكبريت

يتفاعل الكربون مع الكبريت ليشكل ثنائي كبريتيد الكربون CS_2 وهو سائل سام سريع الاشتعال حسب التفاعل التالي



2.2.3 - التفاعل مع الهالوجينات

يمكن أن يشكل الكربون مركبات هالوجينية بصورة مباشرة ولكنه يمكن أن يشكل رباعي فلوريد الكربون بالتفاعل المباشر بين الفلور والكربون بالحرارة العالية:



3.2.3 - التفاعل مع الهيدروجين

يتحد الكربون مع الهيدروجين في درجات الحرارة العالية معطيا غاز الميثان حسب التفاعل التالي:



4.2.3 - التفاعل مع الآزوت

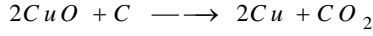
يشكل الكربون مع الآزوت مركبات عديدة أبسطها هو غاز السيانوجين C_2N_2

3.3 - خواصه الارجاعية

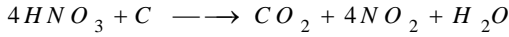
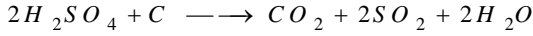
لما كان الكربون ذا علاقة شديدة بالأكسجين فهو يسعى إلى انتزاعه من الأجسام وبالتالي يعد جسما مرجعا قويا فهو

1.3.3 - يرجع الأكاسيد المعدنية

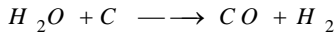
يرجع الأكاسيد المعدنية وينطلق غاز CO أو CO_2 وذلك حسب موقع المعدن في السلسلة الكهروكيميائية وحسب درجة الحرارة وحسب شدة العلاقة بين المعدن والأكسجين:



2.3.3 - يرجع الحموض المؤكسدة



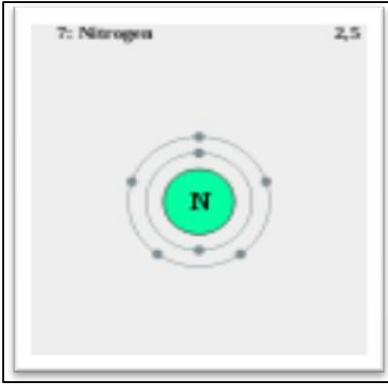
3.3.3 - يرجع بخار الماء





7 - عنصر النروجين

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للنروجين

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	7
العدد الكتلي (A)	14
الوزن الذري الغرامي (g)	14,00674
نصف القطر الذري (°A)	0,92
الكتلة الحجمية (g/cm ³)	0,81
درجة الانصهار (°C)	-210
درجة الغليان (°C)	-195,8
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	1,402
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-0,1
الكهروسلبية	3
الناقلية الكهربائية (μ ohm) ⁻¹	-

1 - ما هو عنصر النتروجين؟

الآزوت غاز عديم اللون والرائحة والطعم، وهو عادة غير نشيط كيميائيا يتواجد على شكل غاز في درجة الحرارة وقياس الضغط القياسيين لديه خمسة إلكترونات في الغلاف الإلكتروني الخارجي وهو ثلاثي التكافؤ في معظم مركباته، يتكيف درجة حرارة 77 كالفن ويتجمد بدرجة حرارة 63 كالفن. النتروجين السائل شائع لدراسة تأثير درجات الحرارة المنخفضة على الكائنات الحية، يشكل النتروجين العديد من المركبات كالأمونيا وحمض النيتريك والسيانيد.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف النتروجين من طرف "Daniel Rutherford" كيميائي اسكتلندي وسماه "لافوازييه" Lavoisier حيث "a" تعني بدون و "Zoe" تعني الحياة أي بدون حياة، ويقال أيضا إن أصل اسمه مشتق من اللاتينية nitro ($KN O_3$) و gen بمعنى مولد.

يشكل الآزوت حوالي 78% من حجم الهواء الجوي أو بنسبة 75,5% بالوزن، حيث يوجد النتروجين بنسبة ضئيلة في مياه البحار وكذلك في القشرة الأرضية، ونظرا لاحتياج النباتات وغيرها من الكائنات الحية إلى هذا العنصر لتكوين منه البروتينات فإن النتروجين يضاف دائما إلى التربة على هيئة بعض المركبات سهلة الذوبان في الماء مثل أملاح الأمونيوم أو النترات. كما يدخل في تركيب العديد من المركبات الكيميائية المنتشرة مثل نترات البوتاسيوم $KN O_3$ و نترات الصوديوم $NaNO_3$.

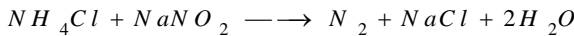
1.3 - تحضيره في الهواء الجوي

يحضر النتروجين بإمرار تيار بطيء من الهواء فوق فلز النحاس الساخن، وبذلك يتفاعل أكسجين الهواء مع النحاس مكونا الأكسيد ويتبقى غاز النتروجين. ويمكن تحضير النتروجين بإسالة الهواء عند $-200^{\circ}C$ وتحت الضغط ثم تقطير الهواء المسال حيث يتصاعد غاز النتروجين أولا ثم يتلوه غاز الأكسجين، والنتروجين الناتج يحتوي على القليل من بعض الغازات الخاملة التي يمكن فصلها بإعادة تجزئته.

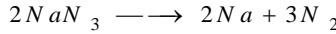
2.3 - تحضيره من مركبات النتروجين

يمكن تحضير الآزوت النقي جدا بعدة طرق منها:

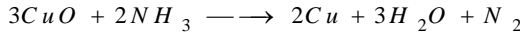
1.2.3 - تسخين مزيج من محلول نترات الصوديوم وكلوريد الأمونيوم



2.2.3 - من تسخين مركب أزيد الصوديوم NaN_3



3.2.3 - بإمرار تيار من غاز النشادر فوق أكسيد النحاس الساخن

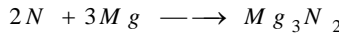


4 - الخواص الكيميائية للنيتروجين

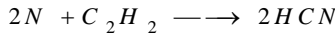
النيتروجين غاز خامل لا يتفاعل مع أغلب الكواشف الكيميائية المعروفة في درجات الحرارة العادية، ويرجع هذا الخمول إلى الثبات الكبير للرابطة الكيميائية بين ذرتي النيتروجين في الجزيء (N_2) وعند تعويض الغاز تحت ضغط مخلخل إلى شرارة كهربائية يتحول نحو 2% من الغاز إلى ما يعرف باسم النيتروجين النشط، ويتوهج الغاز تحت هذه الظروف بوهج أصفر اللون نتيجة لتكوين بعض ذرات النيتروجين المفردة وقليل من الذرات المثارة للغاز وهي الذرات التي يعزى إليها نشاط غاز النيتروجين ومن أهم تفاعلاتها:

1.4 - التفاعل مع الغازات

يتحد النيتروجين مع بعض الفلزات مثل المغنيزيوم لتكوين نتريدات حسب التفاعل:

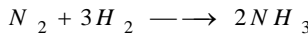


تتحد أيضا مع بعض الهيدروكربونات مثل الإيثيلين مكونة سيانيد الهيدروجين:



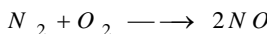
2.4 - التفاعل مع الهيدروجين

يتحد غاز الآزوت مع غاز الهيدروجين في وجود شرارة كهربائية، كما أنه يتحد معه عند إمرار خليط من كل منهما على الحديد المسخن لدرجة 500°م تحت ضغط مرتفع ويتكون في هذه الحالات النشادر:

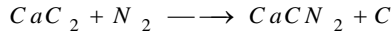


3.4 - التفاعل مع الأكسجين

يتحد النيتروجين مع الأكسجين في وجود شرارة كهربائية ويتكون في هذه الحالة أكسيد النترليك، وهو تفاعل ماص للحرارة ويعتبر هذا أساس طريقة "بير كلاند" في صناعة حمض الآزوت:



وأخيرا يمكن للأزوت أن يتفاعل مع الكربون ويشكل السيانوجين C_2N_2 وبصعوبة يمكن أن يتفاعل مع الهالوجينات ليشكل مركبات منفجرة غير ثابتة، ويتفاعل الأزوت النقي في الدرجة 1000° م مع كربيد الكالسيوم مشكلا سياناميد الكالسيوم:



5 - مجال استعمال النتروجين

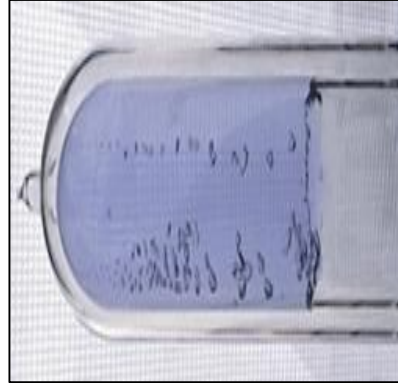
أوسع استخدام تجاري للنتروجين هو كجزء في عملية تصنيع النشادر (الأمونيا) باستخدام عملية هابر، وتستخدم الأمونيا بعدها لإنتاج الأسمدة وحمض النيتريك، ويستخدم النتروجين كمادة غير نشطة في أجواء خزانات السوائل القابلة للإنفجار، وأثناء التصنيع الأجزاء الإلكترونية كالصمامات الإلكترونية والديود والدوائر المتكاملة، كما يستخدم في صناعة الفولاذ الذي لا يصدأ. يستخدم النتروجين السائل كمبرد للمنتوجات الغذائية، إما بالغمر أو لأغراض النقل لحفظ الأجسام والخلايا التكاثرية، وللتخزين الآمن للعينات الحيوية، كما أنه يستخدم في دراسات حفظ الأجسام الحية. تستخدم نترات البوتاسيوم الذي يدخل في تركيب البارود وبنترات الأمونيوم الذي يدخل في تركيب الأسمدة ومخصبات التربة، كما يستخدم النتروجين السائل لعلاج الأورام الجلدية خاصة الحميدة منها من أهمها الأنثيلين والبيريدين.

8 - عنصر الأكسجين $^{16}_8O$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للأكسجين

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	8
العدد الكتلي (A)	16
الوزن الذري الغرامي (g)	15,9994
نصف القطر الذري (°A)	-
الكتلة الحجمية (g/cm ³)	1,404
درجة الانصهار (°C)	-218,8
درجة الغليان (°C)	-183,0
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	1314
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	1,47
الكهروسلبية	3,5
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	-

1 - ما هو عنصر الأكسجين؟

الأكسجين هو أحد أهم العناصر الكيميائية الموجودة في الجدول الدوري للعناصر، ينتمي إلى عائلة الكالكوجينات المكونة للمجموعة 16 في الجدول الدوري. يكون الأكسجين الحر في درجات الحرارة والضغط الاعتيادية، غازا لا لون له ولا رائحة ولا طعم وله خواص مغناطيسية. وهو يشكل عند اتحاده مع عناصر أخرى تشكيلية متنوعة من المركبات، وأكثر هذه المركبات أهمية الماء.

يوجد الأكسجين في الطبيعة بشكل جزيئة ثنائية الذرة O_2 ، وتعتبر هذه الجزيئة ثابتة، ولكي تتفكك إلى ذراتها يجب تسخينها إلى ما فوق الدرجة 2000°C .

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف وجود غاز الأكسجين عام 1771م بواسطة الكيميائي السويدي "شيل" "Scheele" ووصفه بأنه غاز تتوهج فيه الأجسام المشتعلة، ثم حضره العالم الإنجليزي "بريستلي" "Priestley" عام 1774م بتسخين أكسيد الزئبق، وأطلق عليه "Lavoisier" "لافوازييه" بعد ذلك اسم الأكسجين حيث "oxy" تعني حمض و "genes" تعني مولد أي مولد الحمض.

يعد الأكسجين من أكثر العناصر انتشارا على سطح الكرة الأرضية، فهو يشكل 21% من حجم الهواء وتبقى هذه النسبة ثابتة في الجو نتيجة لعملية التمثيل البخضوري، حيث عند تعرض النباتات الخضراء إلى أشعة الشمس تأخذ من ثنائي أكسيد الكربون ومن التربة الماء وتشكل المركبات الهيدروكربونية وتطلق الأكسجين. ويشكل أيضا حوالي 50% من وزن القشرة الأرضية، فهو العنصر الأول فيها، ويشكل أيضا حوالي 89% من وزن الماء، ويعتبر من الأساسية في كافة المواد العضوية، بالإضافة إلى الكربون والهيدروجين والآزوت، وهو العنصر الأساسي في عمليات التنفس والاحتراق.

يوجد في الطبيعة على شكل مزيج مؤلف من ثلاثة نظائر وهي O^{16} (99,76%) و O^{17} (0,039%) و O^{18} (0,2%).

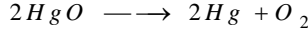
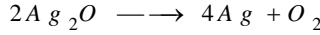
3 - طرق استحصال الأكسجين

يحضّر الأكسجين مخبريا بعدة طرق مختلفة وأهمها:

1.3 - التفكك الحراري لبعض أكاسيد المعادن المنخفضة في السلسلة

الكهروكيميائية

تكون معظم الأكاسيد المعدنية ثابتة تجاه الحرارة، ولكن أكاسيد المعادن ذات الكمون المنخفض في سلسلة كمونات المساري، كالزئبق والفضة تكون غير ثابتة حراريا، فتتفكك وتعطي الأكسجين.

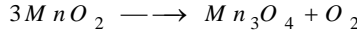


2.3 - تفكك فوق الأكاسيد

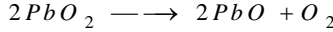
تتفكك بعض فوق الأكاسيد بالحرارة كما يتفكك بعضها الآخر في وجود الماء أو في وجود الأحماض:

1.2.3 - التفكك بالحرارة

حصل "شيل" على غاز الأكسجين بتسخين ثاني أكسيد المنغنيز عند درجة حرارة عالية:



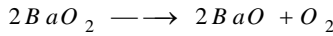
ينضح من هذه المعادلة أن ناتج التفاعل هو أيضا أكسيد يشبه أكسيد الحديد Fe_3O_4 . ويتفكك فوق أكسيد الرصاص أيضا بالحرارة مكونا الليثارج:



يمكن استخدام أكسيد الرصاص الأحمر Pb_3O_4 في هذا التفاعل، وذلك بتسخين الليثارج في الهواء عند 450°م لتكوين الأكسيد الأحمر، ثم رفع درجة الحرارة إلى 550°م لتفكيك هذا الأكسيد الأحمر إلى الليثارج والأكسجين مرة أخرى.

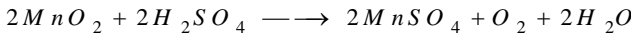


ويتفكك فوق أكسيد الباريوم أيضا بالحرارة، ويتكون فوق أكسيد الباريوم بتسخين أكسيد الباريوم 500°م، ثم ينحل بعد ذلك عند بلوغ درجة الحرارة إلى نحو 800°م.



2.2.3 - التفكك في وجود الأحماض

تتفكك بعض فوق الأكاسيد في وجود الأحماض، ومثال ذلك تفكك فوق أكسيد المنغنيز في وجود حامض الكبريتيك طبقا للمعادلة التالية:



ولا يصلح استخدام حمض الهيدروكلوريك في هذا التفاعل، لأن ناتج التفاعل في هذه الحالة هو غاز الكلور.

3.2.3 - التفكك في وجود الماء

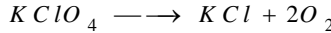
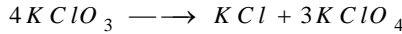
تتفاعل بعض فوق الأكاسيد مثل فوق أكسيد الصوديوم مع الماء وينطلق منها غاز الأكسجين:



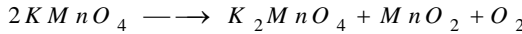
وقد استخدم هذا التفاعل مدة ما في تحديد الهواء في الأماكن المغلقة، فهو يطلق غاز الأكسجين في الهواء، ويمتص منه غاز ثاني أكسيد الكربون الناتج من التنفس بواسطة الأساس الناتج في التفاعل.

3.3 - تفكك الأملاح

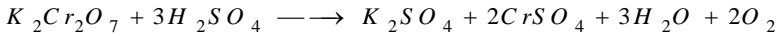
تتفكك كلورات البوتاسيوم عند تسخينها إلى درجة الانصهار، أي عند 270°م، وهي تتحول إلى خليط من كلوريد البوتاسيوم، وفوق كلورات البوتاسيوم، وعند رفع درجة حرارة هذا الخليط إلى 400°م تفقد فوق الكلورات الأكسجين وتتحول إلى الكلوريد.



وتتفكك أيضا برمنغنات البوتاسيوم عند تسخينها تسخيناً هيناً مكونة منغنات البوتاسيوم والأكسجين:

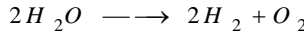


أما ثاني كرومات البوتاسيوم فلا تتحل وحدها بالحرارة، ولكنها تتفاعل مع حمض الكبريتيك المركز وتطلق الأكسجين:



4.3 - التحليل الكهربائي للماء

يتحلل الماء كهربائياً بوجود كميات صغيرة من الأملاح أو الحموض أو الأسس فينتطلق الأكسجين على المصعد والهيدروجين على المهبط، وتكون النواتج بدرجة نقاوة عالية:



يحضر الأكسجين صناعياً باستخدام التحليل الكهربائي للماء ومن الهواء بعد تمييعه، وإحدى الطرق الشائعة للحصول على الأكسجين من الهواء تتلخص بإمرار للهواء المضغوط لحوالي 10 جو على المرشح للتخلص من الغبار العالق في الهواء ومن ثم يتخلص من غاز ثاني أكسيد الكربون والرطوبة بإمرار الهواء على محلول أساسي ومادة شربة للماء، ثم يؤخذ الهواء الناتج ويضغط لحوالي 200 جو ويبرد إلى الدرجة العادية، يمدد فجائياً فتتخفض درجة الحرارة، وتكرر هذه العملية عدة مرات إلى أن يتميع الهواء بالتقطير الجزئي للهواء المميع يعطي النيتروجين أولاً الذي يكون حاوياً على كمية قليلة من الأرجون والأكسجين عند درجة الحرارة -196°م ومن ثم الأكسجين عند درجة -183°م، وهذه الدرجات تمثل درجات الغليان للنيتروجين والأكسجين على التوالي.

4 - الخواص الكيميائية للأكسجين

يكون غاز الأكسجين مركبات مع كل العناصر الأخرى فيما عدا الغازات الخاملة، وهو يستخدم لهذا السبب، بالإضافة إلى أسباب أخرى، في حساب الأوزان الذرية لبقية العناصر الأخرى. ويمكن تحضير أكاسيد أغلب العناصر بطرق مباشرة، أي بالاتحاد المباشر بين العنصر والأكسجين، فيما عدا الفلزات النبيلة مثل الفضة والذهب والبلاتين، وكذلك الهالوجينات التي تحضر أكاسيدها بطرق غير مباشرة.

1.4 - تفاعلات الأكسدة

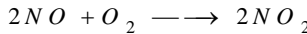
تعني الأكسدة اتحاد المادة بالأكسجين، على حين يعني الاختزال إزالة الأكسجين من المادة، رغم أنه يعني أيضا إضافة الهيدروجين في حالات أخرى. وتختلف سرعة عملية التأكسد من حالة إلى أخرى، فهي قد تكون سريعة وتحدث بعنف شديد، ويصدر عنها ضوء وحرارة كما في حالة الاحتراق، أو تكون بطيئة كما في حالة صدأ الحديد، أو جفاف الزيوت النباتية المستخدمة في عمليات الطلاء. تعرف عملية الأكسدة بصفة عامة على أنها فقد الذرة للإلكترون أو أكثر، وتعني عملية الاختزال اكتساب الذرة المتعادلة للإلكترون أو أكثر. يعد غاز الأكسجين غازا فعالا ونشيطا، فهو يتحد بعدد من العناصر والمركبات في درجة حرارة الغرفة، وعند درجات حرارة مرتفعة تشتعل بعض المواد في وجود الأكسجين.

1.1.4 - التأكسد في درجة حرارة الغرفة

يشتعل الفوسفور أو يتوهج عند تعرضه للهواء في درجة الحرارة العادية، وهو يكون في الهواء الجاف أكسيد الفوسفور .



يتحد أيضا أكسيد النتريك بالأكسجين في درجة حرارة الغرفة مكونا سحبا بنية اللون من فوق أكسيد النتروجين:

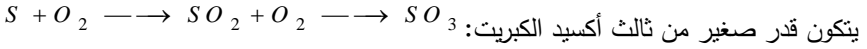


يتحد غاز الأكسجين بغاز الهيدروجين عند درجات الحرارة العادية في وجود عامل مساعد مناسب مثل فلز النيكل، كما تتأكسد بعض المركبات العضوية عند تعرضها للهواء في درجات الحرارة العادية، مثل الأمينات والفينولات.

يضاف إلى ذلك أن عملية التنفس في الكائنات الحية تؤدي إلى حدوث عمليات أكسدة في الخلايا الحية في درجات الحرارة المعتادة.

2.1.4 - التأكسد في درجات الحرارة العالية

يحترق الكبريت في الهواء مكونا ثاني أكسيد الكبريت، وعندما يحترق الكبريت في جو من الأكسجين



يحترق الكربون في الهواء مكون ثاني أكسيد الكربون، ويتكون في هذا التفاعل قدر من أول أكسيد الكربون نتيجة لاختزال بعض ثاني أكسيد الكربون بواسطة عنصر الكربون:



كذلك يحترق السيليكون واليورون في جو من الأكسجين لتكوين الأكاسيد المقابلة لكل منها.



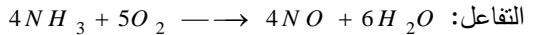
أما النتروجين فلا يتحد بالأكسجين إلا عند درجة حرارة القوس الكهربائي، ويتكون في هذه الحالة أكسيد النتريك، وعند انخفاض درجة الحرارة إلى 800°م يتكون قدر آخر من فوق أكسيد النتروجين:



يختلف الأمر بالنسبة للفلزات من حالة إلى أخرى، فالفلزات الثقيلة مثل الفضة والذهب والبلاتين، لا تتأكسد بسهولة، أما بقية الفلزات الأخرى مثل الصوديوم والبوتاسيوم والمغنيزيوم فهي تشتعل في الهواء وهي على هيئة برادة أو مسحوق فقط، ويمكن تمثيل تفاعل الفلزات مع الأكسجين بالمعادلة التالية:



تحتاج عملية أكسدة النشادر إلى أكسيد النتريك في استخدام عامل مساعد من هذا النوع حتى يسري



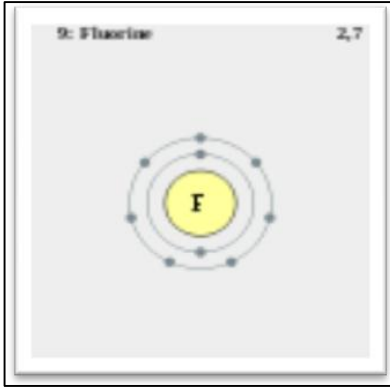
5 - مجال استعمال الأكسجين

يعبأ الأكسجين عالي النقاوة في اسطوانات خاصة لإثراء الهواء بالأكسجين في عمليات التنفس لبعض المرضى في المستشفيات، كذلك يستخدم مع الهيدروجين لتكوين شعلة "الأوكسي هيدروجين" التي تصل درجة حرارتها إلى نحو 2400°م، وهي تستخدم في تشكيل السليكا والبلاتين وغيرها. يستخدم خليط الأكسجين والأستيلين لتكوين شعلة "الأوكسي أستيلين" وتصل درجة حرارتها إلى نحو 2600°م وتستخدم في عمليات لحام الفلزات.

يستخدم الأكسجين أيضا في بعض عمليات التطهير، كما يستخدم الأكسجين السائل كأحد مكونات وقود الصواريخ.

9 - عنصر الفلور $^{19}_9F$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للفلور

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	9
العدد الكتلي (A)	19
الوزن الذري الغرامي (g)	18,998403
نصف القطر الذري (°A)	-
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	1,696
درجة الانصهار (°C)	-219,6
درجة الغليان (°C)	-188,1
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	1680
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	3,45
الكهروسلبية	4
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	-

1 - ما هو عنصر الفلور؟

الفلور النقي عبارة عن غاز أصفر شاحب وهو أكثر الهالوجينات الغازية نشاطاً، وهو يسبب حروقاً كيميائية شديدة عند ملامسته للجلد، حيث يكوّن مركبات بسرعة مع العناصر الأخرى، يتحد الفلور مع الغازات النبيلة مثل الكريبتون، والرادون، ويتفاعل الفلور بشدة مع الهيدروجين وهو نشط لدرجة أنه لا يوجد في حالته العنصرية وله انجذاب لمعظم الفلزات بما فيها السليكون، ولذلك لا يمكن تحضيره أو تخزينه في أنية زجاجية، ويتفاعل بسرعة مع الماء لينتج حمض هيدروفلوريك شديد الخطورة.

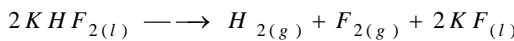
2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

عُزل من قبل مواسان "Moissan" في فرنسا عام 1886م وهو معروف منذ القرن السادس، اشتق اسمه من اللاتينية "Fluere" بمعنى جريان إشارة إلى معدنه الخام CaF_2 المستعمل لإسالة البقايا عند إنتاج المعادن.

حضر لأول مرة بإمرار تيار كهربائي في خليط جاف من فلوريد الهيدروجين وفلوريد البوتاسيوم في أنبوبة على شكل حرف U من البلاتين عند -23°C . يوجد الفلور بنسبة 0,1% من القشرة الأرضية وذلك في الصخور النارية وأهم مصادره الفلوسبار أو فلوريد الكالسيوم CaF_2 والكاربوليت أو فلوريد الصوديوم والألمنيوم Na_3AlF_6 .

3 - طرق استحصال الفلور

الطريقة الوحيدة المتبعة لتحضيره هي التحليل الكهربائي لأنه أشد العناصر المؤكسدة، حيث إن الفلور يتحد مع الماء لذا يجب أن يجري استخلاصه بشروط جافة، يستعمل عادة في تحضير الفلور المركب HF الناتج من تفاعل الفلورسبار CaF_2 مع حمض الكبريت حيث يمزج HF الجاف مع فلوريد البوتاسيوم KF لزيادة الناقلية الكهربائية حيث يتفاعل هذان المركبان ويشكلان الشوارد K^+ ، HF^{2-} تتولد الشاردة HF^{2-} نتيجة الرابطة الهيدروجينية القوية بين الشاردة F^- والجزء HF ويمكن وصف نواتج التحليل الكهربائي لمصهور KHF_2 بالتفاعل النهائي التالي:



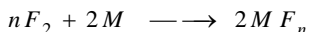
ينطلق غاز الفلور حول المصعد وغاز الهيدروجين حول المهبط، وهذان الغازان غير قابلين عملياً للانحلال في مصهور KHF_2 وهذا يسهل تجنب تفاعلهما من جديد لإعطاء مركب HF وبما أن درجة انصهار KHF_2 منخفضة 35°C لذلك من سهل إبقائه في الحالة السائلة في وعاء التحليل

الذي تبلغ درجة حرارته بين 80-100°م. نلاحظ من ناتج عملية التحليل النهائي أن المتحلل النهائي هو المركب HF لذا يجب إضافة كميات من HF دوريا إلى وعاء التحليل.

4 - الخواص الكيميائية للفلور

1.4 - التفاعل مع المعادن

يتفاعل الفلور مع جميع المعادن وذلك وفق التفاعل العام:



تتصف الفلوريدات المعدنية بأنها شاردية وقليلة الانحلال في الماء نسبيا (فلوريدات المعادن الأساسية الترابية غير المنحلة) والمعادن الشديدة الكهروإيجابية، تشكل مركبات ذات طبيعة شاردية مع بقية المعادن، تكون المركبات ذات طبيعة مشتركة.

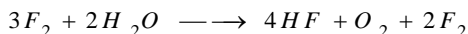
2.4 - التفاعل مع اللامعادن

يتحد الفلور مع أغلب اللامعادن بسرعة ماعدا الآزوت والأكسجين وتتناقص شدة التفاعل مع لامعدن معين بزيادة العدد الذري، فمثلا يتفاعل الفلور مع الهيدروجين بانفجار حتى في الدرجات المنخفضة وفق التفاعل التالي:



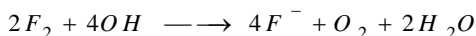
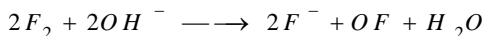
3.4 - التفاعل مع الماء

يتفاعل الفلور مع الماء فيتفكك وينطلق الأكسجين:



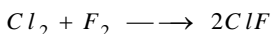
4.4 - التفاعل مع الأسس

يتفاعل الفلور مع الأسس فيعطي الشاردة F^- والمركب OF_2 وذلك مع الأسس الباردة والممددة ويعطي الشاردة F^- والأكسجين مع الأسس المركزة والساخنة حسب المعادلات:



5.4 - التفاعل مع الهالوجينات

يمكن للفلور أن يتفاعل مع الهالوجينات مشكلا مركبات ذات طبيعة مشتركة تدعى بالهالوجينات الداخلية ويمكن تحضيرها من التفاعل المباشر بين الهالوجينات:



5 - مجال استعمال الفلور

- حمض الهيدروفلوريك يستخدم للحفر على الزجاج في المصابيح والمنتجات الأخرى.
- الفلور أحادي الذرة يستخدم في رماد البلازما في تصنيع أشباه الموصلات ومع مركباته يستخدم الفلور في إنتاج اليورانيوم، وفي أكثر من الكيمويات الفلورية، منها اللدائن التي تتحمل درجة الحرارة العادية.
- يستخدم مركبات الفلور والكربون أيضاً بكثرة في مكيفات الهواء وفي التبريد كما يستخدم كمبيد للحشرات، وخاصة الصراصير. وقديماً كان يستخدم للمساعدة في إذابة مصهور المعادن.

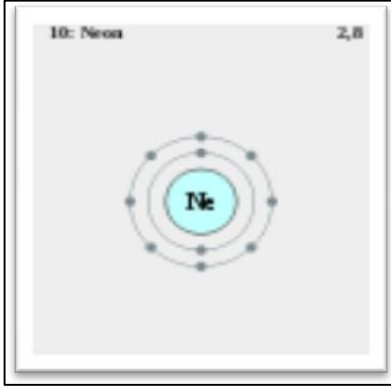
6 - تأثيره على جسم الإنسان

يدخل الفلور في تركيب مينا الأسنان والبناء العظمي كما يسهل امتصاص الجسم للعناصر الأخرى مثل الكالسيوم والماغنيزيوم وأيضاً يساعد على إبطاء هشاشة العظام. والنقص في عنصر الفلور يؤدي إلى حالات التواء العمود الفقري وتأخر التئام العظام المكسورة بالإضافة إلى تسوس الأسنان ونذكر أن الزيادة في نسبة الفلور تؤدي إلى إصابة الأسنان ببقع غامقة اللون. ومن أهم مصادر الفلور في غذاء الإنسان هي مشروبات الشاي وبعض أصناف المياه المعدنية والأسماك البحرية.



10 - عنصر النيون

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للنيون

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	10
العدد الكتلي (A)	20
الوزن الذري الغرامي (g)	20,183
نصف القطر الذري (°A)	1,6
الكتلة الحجمية (g/cm ³)	1,2
درجة الانصهار (°C)	-248,7
درجة الغليان (°C)	-246,1
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	2080
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	-
الناقلية الكهربائية (μ ohm) ⁻¹	-

1 - ما هو عنصر النيون؟

النيون هو عنصر كيميائي من الغازات النبيلة التي تتصف بأنها إذا ما أضيفت إلى مصباح ضوئي زادت من توهجه وأعطته بريقاً مختلفاً. هو عبارة عن غاز عديم اللون ذو وميض أحمر برتقالي في حالة البلازما. للنيون التركيب الإلكتروني $ns^2 np^6$ ، أي أنّ ذراته ذات تركيب إلكتروني مكتمل وهذا يعني أنّه ثابت جداً، وهو غير ميّال للارتباط مع نفسه لتشكيل جزيئات ثنائية وحتى مع غيره من العناصر وإنما يوجد بشكل ذرات منفصلة.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف النيون عام 1898م من قبل "رامزي وترافرس" "Travers"، وعزّاه من تجميع الأرجون الناتج عن الهواء ومن ثم بالتقطير الجزئي للسائل الناتج. اشتقَّ إسمه من اليونانية Neos بمعنى جديد. النيون أكثف من الهيدروجين بحوالي عشر مرات، ويتألق من مزيج من ثلاثة نظائر ثابتة وهي ^{20}Ne و ^{21}Ne و ^{22}Ne ، وله أربعة نظائر مشعة وهي ^{18}Ne و ^{19}Ne و ^{23}Ne و ^{24}Ne . يقدر عدد جسيمات الهواء الحاوية حجماً واحداً من غاز النيون بـ 55000، أمّا نسبته المئوية الحجمية في الهواء فتقدر بـ $1,82 \cdot 10^{-3} \%$.

3 - طرق استحصال النيون

يحضر النيون حالياً من الهواء الجوي بتمييعه وتقطيره جزئياً.

4 - الخواص الكيميائية للنيون

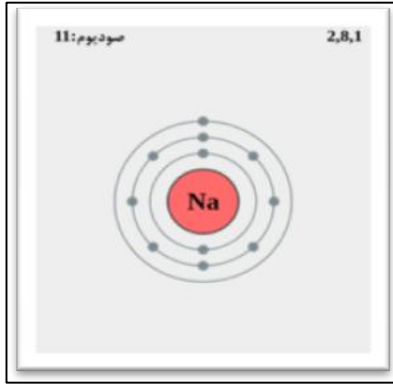
إنّ التركيب الإلكتروني لغاز النيون من النوع $ns^2 np^6$ ، حيث تكون طبقاته الخارجية مشبعة إلكترونياً، ومن هنا يمكن القول إن هنا الغاز لا يمكن بتركيبه الإلكتروني هذا أن يقوم بنشاطات كيميائية مع غيره من العناصر إلا بصورة محدودة جداً، وذلك عن طريق توسيع تركيبه الإلكتروني بتحرير إلكترون أو أكثر من المدار p إلا المدار d - الفارغ. ولا يعرف حتى الآن مركبات كيميائية للنيون.

5 - مجال استعمال النيون

يستخدم النيون في أنابيب الإفرار وخاصة لأغراض الإعلان ومصابيح الشوارع وذلك لأنه إذا أفرغ عند الضغط 2mmHg تألق بلون برتقالي. محمر مميز قادر على اختراق الضباب، كما أنه يعطي لوناً أزرق أو أخضر عند مزجه مع كمية قليلة من بخار.

11 - عنصر الصوديوم $^{23}_{11}\text{Na}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للصوديوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	11
العدد الكتلي (A)	23
الوزن الذري الغرامي (g)	22,98
نصف القطر الذري (°A)	1,9
الكتلة الحجمية (g/cm ³)	0,97
درجة الانصهار (°C)	9,78
درجة الغليان (°C)	892
طاقة التأين الأولى (kJ/mol)	496
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	52,2
الكهروسلبية	1,01
الناقلية الكهربائية $(\mu \text{ ohm})^{-1}$	0,21

1 - ما هو الصوديوم؟

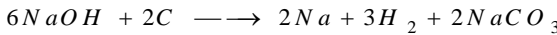
الصوديوم معدن خفيف ذو لون فضي أبيض، شديد الفعالية وينتمي إلى عائلة المعادن الأساسية المكونة للمجموعة 1 في الجدول الدوري للعناصر. يتأكسد الصوديوم في الهواء، ويتفاعل بشكل عنيف مع الماء أي يجب حفظه في وسط غير مؤكسد. يكون الصوديوم في درجة حرارة الغرفة طريا لدرجة أنه يمكن قطعه بالسكين. وفي الهواء، يتناقص البريق الفضي بسرعة كبيرة على سطح مقطع حديث العهد. ويعد ناقلا جيدا للحرارة.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

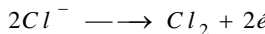
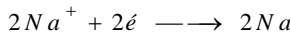
عزل الصوديوم لأول مرة عام 1807م من طرف "همفري ديفي" والذي حضره من التحليل الكهربائي لهيدروكسيد الصوديوم، وفي عام 1912م استطاع "داونز" "Downs". ينتج الصوديوم بكميات تجارية من التحليل الكهربائي لمصهور مزيج من كلوريد الصوديوم وكلوريد الكالسيوم. أصل اسمه من العربية "صودا" نبات يحتوي على نسبة كبيرة من كربونات الصوديوم Soda وهو الاسم القديم لهذا الملح، ويقال أيضا بأن أصل التسمية من اللاتينية والألمانية *natrum* مشتق من *natron* كلمة تشير إلى وجود هذا الملح على شواطئ بحيرة *Natron*. يشكل الصوديوم 2,83% من وزن القشرة الأرضية فهو العناصر الواسعة الانتشار في الطبيعة. لا يوجد هذا العنصر بشكل حر في الطبيعة لأنه سريع التأكسد في الهواء، ويتفاعل بشكل عنيف مع الماء، أي يجب حفظه في وسط غير مؤكسد. وأهم خاماته: الملح الصخري (*Nac*) والترونا (*Trona*) $NaHCO_3 \cdot Na_2CO_3 \cdot 2H_2O$ وملح شيلي (نترات الصوديوم) والكبريت.

3 - طرق استحصال الصوديوم

استحصل الصوديوم قديما بتسخين مادة الصودا الكاوية مع مزيج من الكربون والحديد عند درجة 1000°م حسب التفاعل التالي:



يحضر الصوديوم حديثا بالتحليل الكهربائي لمصهور مزيج كلوريد الصوديوم (40%) وكلوريد الكالسيوم (60%) أو فلوريد الصوديوم. لهذا الغرض خلية التحليل والتي تعرف بخلية داونز. ينصهر المزيج عند الدرجة 580°م وهي درجة الحرارة التي تعمل عندها الخلية. وتحدث فيها التفاعلات التالية:



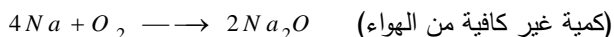
ينتج الصوديوم بكميات تجارية عام 1855 بواسطة إرجاع كربونات الصوديوم وبوجود الكربون في الدرجة 1100°م وفق عملية Deville:



4 - الخواص الكيميائية للصوديوم

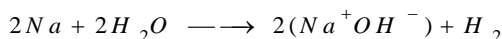
1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يحترق الصوديوم في جو من الأكسجين بلهب أصفر ساطع مشكلاً أكسيد الصوديوم وفوق أكسيد الصوديوم:



2.4 - التفاعل مع الماء

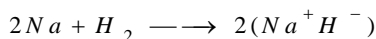
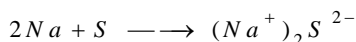
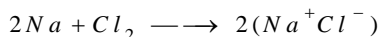
يتحد الصوديوم مع الماء بشدة مشكلاً هيدروكسيد الصوديوم وغاز الهيدروجين:



يكون هذا التفاعل ناشئاً للحرارة، حيث تتفاعل القطع الصغيرة منه بشكل سريع مع الماء وتستمر بالتلاشي حتى نهاية التفاعل، في حين يؤدي وجود القطع الكبيرة منه إلى حدوث انفجارات.

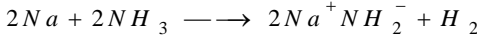
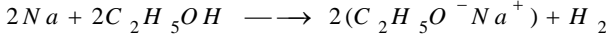
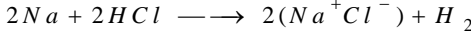
3.4 - التفاعل مع أشباه المعادن

يتفاعل الصوديوم بالتسخين مع اللامعادن ويعطي مركبات تتمتع بالصفات الشاردية، فمع الهالوجينات تشكل مركبات الهاليدات، ومع الكبريت يعطي كبريتيدات، ومع الفوسفور الفوسفيدات... ويمكن كتابة التفاعلات العامة بالشكل:

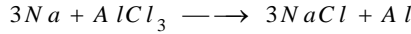


4.4 - التفاعلات الأخرى

يمكن أن يتفاعل الصوديوم مع الحموض والكحول الإيثيلي وخاصة النشادر بوجود وسيط وحرارة مطلقة غاز الهيدروجين ومشكلة كلوريد الصوديوم أو إيتيلات أو أميد الصوديوم:



يمكن استعمال الصوديوم في استحصال بعض المعادن الأقل منه كهروكيميائية بالتسخين كما في المثال التالي:



تتحل المعادن الأساسية في الزئبق وتعطي مركبا يدعى بالملغمة. فالصوديوم ينحل في الزئبق ليعطي ملغمة الزئبق (Na/Ag) هذه الملغمة تكون سائلة إذا كانت كمية الصوديوم قليلة وصلبة إذا كانت كمية الصوديوم كبيرة. ويمكن استعمال الملامع على أنها عوامل مرجعة قوية كما أن لها بعض الاستعمالات الأخرى.

5 - مجال استعمال الصوديوم

يمكن استعمال الصوديوم المعدني في:

- تنقية بعض المعادن الفعالة مثل الزركونيوم والبوتاسيوم المستخلصين من مركباتهما.
- تحسين بنية بعض الخلائط.
- تنعيم السطوح.
- تنقية المعادن المنصهرة.
- إنارة شوارع المدن باستعمال مصابيح الصوديوم البخاري، وتكون ألوان الضوء الصادر متعلقة بضغط بخار الصوديوم في المصباح.
- نقل الحرارة في بعض أنماط المفاعلات النووية، ويتم استعماله هنا بحالته السائلة.
- الاصطناع العضوي كعامل مرجع.
- كما يستعمل الصوديوم المنصهر كوسيلة للتبريد في بعض أنماط مفاعلات النيوترونات السريعة، إنه يتمتع بمقطع امتصاص نيوتروني منخفض، وهي خاصية مرغوبة لتأمين تدفق نيوتروني مرتفع، كما أنه ناقل للحرارة متميز. هذا وتسمح درجة غليانه العالية أن يتم عمل المفاعل في ضغط طبيعي.

6 - تأثيره في جسم الإنسان

1.6 - المحافظة على حجم السائل في الجسم

يلعب صوديوم المصل الدموي وصوديوم البول أدوارا أساسية في الطب، سواء في المحافظة على الصوديوم أو في تشخيص الاضطرابات التي تسبب خللا في موازنة الملح أو الصوديوم مع الماء في الجسم.

2.6 - المحافظة على الكيون الكهربائي في النسيج الحيوانية

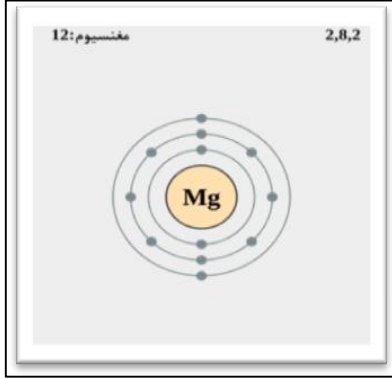
تعد كاتيونات الصوديوم أساسية في وظيفة العصبونات (الماغية والعصبية)، وفي الميزان التناضجي بين الخلايا والسائل البيني، وذلك فيما يخص وسائط توزيعها في كافة أجسام الحيوانات، ويتم ذلك من خلال مضخة Na^+ / K^+ (وهي إنزيم موجود في الغشاء السيتوبلازمي) يشكل الصوديوم الكاتيون الأساسي في السائل الموجود خارج الخلايا لدى الثدييات، وقليل منه يوجد داخل الخلايا.

7 - تأثيره على البيئة

برغم أن الصوديوم لا يعد مغذيا أساسيا في غالبية أنواع النبات، فإنه ضروري لعمليات الاستقلاب لدى بعض النباتات، ويستعمل الصوديوم في هذه النباتات في تصنيع الكلوروفيل. نظرا لارتفاع الملوحة في التربة، أصبح كل من التوتر التناضجي وسمية الصوديوم في النباتات، وبخاصة حبوب المحاصيل، ظاهرة تَعَمُّ العالم بأكمله. إذ أن وجود تراكيز عالية من الصوديوم في محلول التربة يحد من قابلية النباتات لامتصاص الماء، وذلك بسبب انخفاض محتوى التربة من المياه، وهو ما يؤدي إلى ذبول النبات. إضافة إلى ذلك، فإن زيادة تركيز الصوديوم في بلازما خلايا النبات يمكن أن يقود إلى قصور إنزيمي يظهر على هيئة نخور، وقد يؤدي إلى موت النبات.

12 - عنصر المغنيزيوم $^{24}_{12}\text{Mg}$ g

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للمغنيزيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	12
العدد الكتلي (A)	24
الوزن الذري الغرامي (g)	24,312
نصف القطر الذري (°A)	1,6
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	1,74
درجة الانصهار (°C)	650
درجة الغليان (°C)	1107
طاقة التأين الأولى (kJ/mol)	738
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-3,0
الكهروسلبية	1,31
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	0,226

1 - ما هو عنصر المغنيزيوم؟

المغنيزيوم عبارة عن معدن، ينتمي إلى مجموعة المعادن القلوية الترابية في الجدول الدوري للعناصر، هذا المعدن ذو لون أبيض فضي يزول بالتعرض للهواء نتيجة تأكسده. ويتمتع المغنيزيوم بناقلية جيدة للحرارة والكهرباء.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

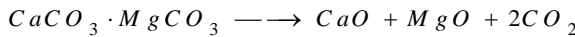
تم عزل معدن المغنيزيوم عام 1808م على يد "ديفي" "Davy". أصل اسمه من اليونانية Magnésia منطقة من آسيا الصغرى (وفي مصادر أخرى في اسكتلندا) حيث وجد معدنه الخام (أكسيد المغنيزيوم).

لا يوجد المغنيزيوم بشكل حر في الطبيعة وذلك لشدة فعالية، ولكن خاماته واسعة الانتشار في اليابسة ومياه البحر، وأهم خاماته: الماغينزيت $MgCO_3$ والدولوميت $MgCO_3 \cdot CaCO_3$ وأملاح ابسوم (Epsom) $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ والكيسيريت $MgSO_4 \cdot H_2O$ والكارناليت $MgSiO_3$ والإينشيتايت Mg_2SiO_4 (Olivine) والأولفين $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ ويشكل أملاحا منحلة في ماء البحر 0,13%.

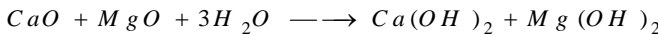
3 - طرق استحصال المغنيزيوم

يحضر المغنيزيوم بعدة طرق وأهمها عمليا هي معالجة هيدروكسيد الكالسيوم بمياه البحر الغني بشوارد Mg^{2+} ، وتعتمد هذه الطريقة على معالجة ماء البحر بهيدروكسيد الكالسيوم فيرسب هيدروكسيد المغنيزيوم الأقل انحلالية ثم يرشح ويعالج بحمض كلور الماء لتحويلها إلى $MgCl_2$. ثم يحلل مصهور هذا الملح كهربائيا، أما مراحل هذه الطريقة فهي:

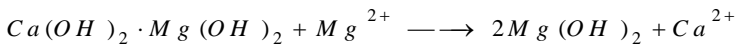
- تكليس أحجار الدولوميت:



- تشكيل هيدروكسيد المغنيزيوم والكالسيوم وذلك بمعالجة الناتج بالماء:



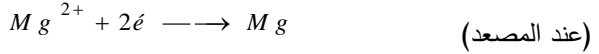
- المعالجة بمياه البحر:



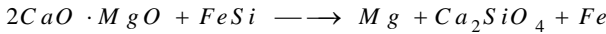
- تشكيل كلوريد المغنيزيوم:



- التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد المغنيزيوم وذلك في حوض حديدي (مهبط) ومصعد من الغرافيت ويحلل كهربائيا في الدرجة 700°م. يضاف عادة بعض الأملاح الأخرى لخفض درجة انصهار هذا الملح مثل NaCl أو KCl حيث تنخفض درجة انصهار المزيج الملحي إلى حوالي 300°م:



ويمكن تحضير المغنيزيوم مباشرة بعد عملية تكليس أحجار الدولوميت وذلك بالطريقة الحرارية التي تعتمد على إرجاع أكسيد الكالسيوم والمغنيزيوم ($CaO + MgO$) بواسطة فحم الكوك عند الدرجة 2000°م أو باستعمال مزيج من الحديد أو السيليكون:



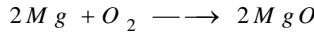
كما يمكن تحضيره بإرجاع الأكسيد بالكربون في قوس كهربائية (طريقة هانكجريك):



4 - الخواص الكيميائية للمغنيزيوم

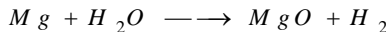
1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل المغنيزيوم بالتسخين في جو من الأكسجين ويتشكل أكسيد المغنيزيوم:



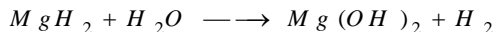
2.4 - التفاعل مع الماء

المغنيزيوم المسخن لا يتفاعل إلا مع تيار من بخار الماء، ويتشكل أكسيد المغنيزيوم:



3.4 - التفاعل مع الهيدروجين

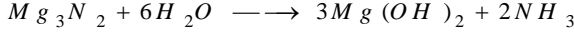
يمكن للمغنيزيوم أن يشكل MgH_2 وذلك بحرارة عالية جدا وضغط مناسب وهو هيدريد غير ثابت. وينحل هذا الهيدريد في ماء مشكلا هيدروكسيد المغنيزيوم وينطلق غاز الهيدروجين:



4.4 - التفاعل مع أشباه المعادن

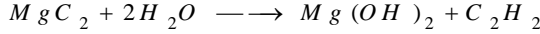
1.4.4 - مع الآزوت

يتفاعل المغنيزيوم مع الآزوت بالتسخين إلى درجات مناسبة ويشكل النتريد Mg_3N_2 الذي يتحمله بسرعة في الماء ويتشكل هيدروكسيد المغنيزيوم وينطلق غاز النشادر:



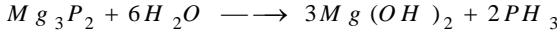
2.4.4 - مع الكربون

يتفاعل المغنيزيوم بالتسخين مع الكربون ويتشكل كبريد أو أستيليد المغنيزيوم الذي صيغته MgC_2 ويتصف هذا المركب بأنه يتحلل بالماء مشكلا هيدروكسيد المغنيزيوم وينطلق غاز الأسيتيلين:



3.4.4 - مع الفوسفور

يتفاعل المغنيزيوم مع الفوسفور بالحرارة ويتشكل فوسفيد المغنيزيوم Mg_3P_2 الذي يتحمله بسرعة بالماء ويتشكل هيدروكسيد المغنيزيوم وينطلق غاز الفوسفين:

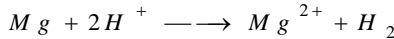


4.4.4 - يتفاعل المغنيزيوم مع جميع الهالوجينات

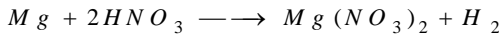
يتشكل هاليد المغنيزيوم MgX_2 ، كذلك يتفاعل مع الكبريت ويتشكل كبريتيد المغنيزيوم MgS الذي يتحمله بالماء يطلق غاز الهيدروجين.

5.4 - التفاعل مع الحموض

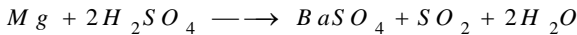
يتفاعل المغنيزيوم مع الحموض الممددة مثل HCl و H_2SO_4 وينطلق غاز الهيدروجين:



أما حمض الآزوت فالمغنيزيوم يتفاعل مع الممدد جدا، ويطلق غاز الهيدروجين:



كما يتفاعل مع حمض الكبريت الكثيف والساخن وفق التفاعل التالي:

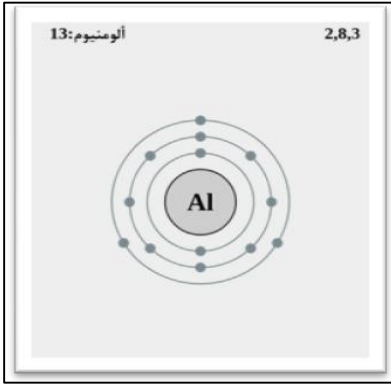


6 - مجال استعمال المغنيزيوم

- يستعمل المغنيزيوم في صناعة الخلّاط المعدنية، وفي تحضير المواد النارية بسبب الضوء الشديد المتولد عن احتراقه.
- يدخل مع بعض المعادن في تكوين سبائك تمتاز بخواص ميكانيكية جيدة والتي تستخدم في صناعة الطائرات وأجزاء البواخر.
- يستخدم المغنيزيوم في مصابيح التصوير (فلاش)، وكذلك في صناعة الأسنان.
- يدخل في تكوين شبكات الأقفية تحت الأرض، كما يستخدم أكسيد المغنيزيوم كمادة عاكسة للحرارة في باطن الأرض.

13 - عنصر الألمنيوم $^{27}_{13}Al$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للألمنيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	13
العدد الكتلي (A)	27
الوزن الذري الغرامي (g)	26,98
نصف القطر الذري (°A)	1,43
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	2,7
درجة الانصهار (°C)	660
درجة الغليان (°C)	2450
طاقة التأين الأولى (kJ/mol)	0,578
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	0,6
الكهروسلبية	1,61
الناقلية الكهربائية $(\mu \text{ oh m})^{-1}$	0,377

1 - ما هو عنصر الألمنيوم؟

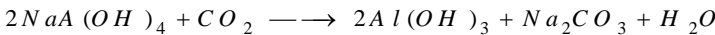
هو عبارة عن معدن لونه أبيض فضي خفيف، قابل للسحب والتصفيح ومقاوم للتآكل بسبب طبقة السطحية السميكة المكونة من أكسيد الألمنيوم التي تتشكل عند تعرض المعدن للهواء. يكون طريا في الحالة النقية وغير متين، لكن عند احتوائه على كميات قليلة جدا من معادن أخرى ترتفع متانته. وهو ناقل جيد للحرارة والكهرباء.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

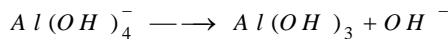
عزل الألمنيوم في حالة غير نقية من قبل "Wohler" سنة 1825م، وعزل في الحالة النقية من طرف "Henri Sainte-Claire Deville" سنة 1854م. أصل اسمه من اللاتينية Alumen وتعني كلمة Alum مر، نظرا للذوق المر لحجر الشب (كبريتات مزدوجة لكل من الألمنيوم والبوتاسيوم). يعتبر الألمنيوم من أوسع المعادن انتشارا في الطبيعة، فهو يأتي في المرتبة الأولى من حيث سعة انتشاره في القشرة الأرضية إذ يؤلف حوالي 7,5% من وزن القشرة الأرضية، ويأتي في المرتبة الثالثة بين العناصر (بعد الأكسجين والسيليكون). لا يوجد الألمنيوم حرا في الطبيعة لشدة الفته بالأكسجين، وأهم خاماته تكون مع السيليكا في الصخور البركانية بشكل فلدسبار $K(AlSi_3O_8)$ الذي يؤلف حوالي 60% من هذه الصخور، كما يوجد في الميكا $KAl_2(OH)_2(AlSi_3O_{10})$ والغضار $Al_2O_3 \cdot 4Si_2 \cdot H_2O$ والزيوليت $Na(AlSi_2O_6)H_2O$ كما يوجد على شكل أكاسيد مميهة كالبوكسيت $Al_2O_3 \cdot nH_2O$ الذي يعتبر المصدر الأساسي للحصول على الألمنيوم.

3 - طرق استحصال الألمنيوم

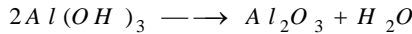
يستحصل الألمنيوم على نطاق واسع من البوكسيت بعد تنقيته من الشوائب ثم إذابة الأكسيد في الكريوليت ومن ثم تحليله كهربائيا، ينقى البوكسيت من السيليكا وأكاسيد Fe و Ti... الخ بإذابته بمحلول ساخن من هيدروكسيد الصوديوم تحت الضغط، فيذوب Al_2O_3 و SiO_2 و يترسب أكسيد الحديد والأكاسيد المعدنية الأخرى التي تفصل بالترشيح. يرسب هيدروكسيد الألمنيوم من الرشاحة إما بإمرار غاز CO_2 :



أو بتبريد الرشاحة وتحريكها في درجة حرارة الغرفة مع إضافة بضع بلورات من $Al(OH)_3$ النقي فتتفكك الألومينات:

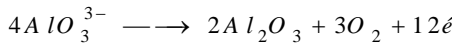
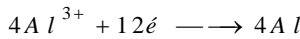
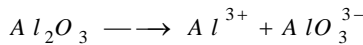


يفصل الهيدروكسيد الراسب عن الرشاحة المحتوية على السيليكات ويغسل جيدا ثم يسخن إلى حوالي 1200°م فينتج الأكسيد :



يؤخذ الأكسيد إلى وعاء التحليل الكهربائي، ويذاب في مصهور الكربوليت Na_3AlF_6 المحتوي على قليل من CaF_2 وذلك لتخفيض درجة انصهار الأكسيد إلى حوالي الدرجة 900°م. يتألف وعاء التحليل من وعاء حديدي مبطن بالكربون (مهبط) وقضبان من الكربون (مصعد) ويستخدم فرق في الكمون منخفض حتى لا يتحلل الكربوليت، وتيار كهربائي شديد ليبقي على الصهارة. يتحرر الألمنيوم على المهبط ويبقى منصهرا ويتجمع في أسفل وعاء التحليل، ويؤخذ من فتحة جانبية، يكون الألمنيوم الناتج بنقاوة 99,5%. ينطلق الأكسجين على المصعد الكربوني ويتفاعل معه ليعطي CO_2 .

وضعت عدة فرضيات لعملية التحليل الكهربائي وإحدى هذه الفرضيات تفترض التفكك التالي:



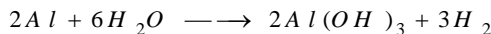
4 - الخواص الكيميائية للألمنيوم

1.4 - التفاعل مع الهواء والأكسجين

الألمنيوم غير قابل للتفاعل مع الأكسجين لوجود طبقة الأكسيد ولكن بإزالة هذه الطبقة يصبح نشيطا كيميائيا وتتشكل عليه من جديد طبقة من الأكسيد. يحترق مسحوق الألمنيوم بشدة مع انتشار كمية من الحرارة عند التقائه مع لهب مصباح بنزن مشكلا أوكسيد الألمنيوم Al_2O_3

2.4 - التفاعل مع الماء

لا يتفاعل الألمنيوم مع الماء العادي بسبب طبقة الأكسيد السطحية والكتومة، ولكن المياه المالحة تزيل هذه الطبقة وبالتالي يستمر تآكل الألمنيوم فيها. أما الألمنيوم المسحوق فيتفاعل مع الماء البارد ببطء وبسرعة مع الماء الساخن.

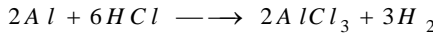


3.4 - التفاعل مع أشباه المعادن

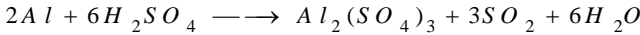
يتفاعل Al مع جميع الهالوجينات مع انتشار كمية من الحرارة مشكلا مركبات بالشكل AlX_3 . بتسخينه مع الكبريت والآزوت والكربون يشكل المركبات Al_2S_3 و AlN و Al_4C_3 على التوالي.

4.4 - التفاعل مع الحموض

يتفاعل الألمنيوم ببطء مع حمض كلور الماء الممدد وبسرعة مع المركز والساخن مطلقا غاز الهيدروجين:



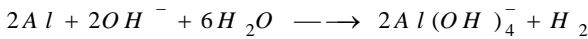
أما حمض الكبريت المركز والساخن فيتفاعل معه بعنف وفق التفاعل التالي:



لا يتأثر الألمنيوم بحمض الآزوت ويصبح غير فعال بسبب طبقة الأكسيد، ولكن بإزالة هذه الطبقة يمكن أن يستمر التفاعل بالتسخين وتتشكل نترات الألمنيوم وتنتقل الغازات NO و NO_2 وذلك حسب نوعية الحمض ممددا كان أو مركزا.

5.4 - التفاعل مع الأسس

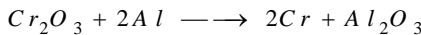
يتفاعل الألمنيوم بسهولة مع الأسس القوية وينطلق غاز الهيدروجين ويتشكل مركب ألومينات الصوديوم:



6.4 - الخواص الإرجاعية للألمنيوم

يعتبر الألمنيوم من العوامل المرجعة القوية، فهو يصنف مع المعادن الشديدة الكهراجابية، ويستطيع بالتسخين أن يرجع كلا من CO و CO_2 إلى C:

كما يستطيع إرجاع كثير من الهاليدات مثل $AsCl_3$ و PCl_5 إلى العنصر الحر. ويرجع الأكاسيد المعدنية إلى المعدن الحر كذلك، وتستخدم هذه الخاصية لتحضير كثير من المعادن مثل Mn و Cr و Fe...



ويرجع الكبريتيدات المعدنية إلى المعدن:

$$3FeS + 2Al \longrightarrow Al_2S_3 + 3Fe$$

ترافق تفاعلات إرجاع الأكاسيد والكبريتيدات بانتشار كمية كبيرة من الحرارة، وقد تصل درجة حرارة التفاعل إلى حوالي 3000°م.

5 - مجال استعمال الألمنيوم

لا يتمتع الألمنيوم بقوة شد عالية، غير أن معالجة سبائك الألمنيوم بعملية حرارية ميكانيكية تظهر تحسنا ملحوظا في الخصائص الميكانيكية، خاصة عندما تتم سقايتها. تشكل خلائط هذا المعدن مكونات حساسة في الطائرات والصواريخ وذلك بسبب نسبها العالية بين القوة والوزن. يشكل الألمنيوم بسهولة مع كثير من العناصر مثل النحاس والزنك والمغنيزيوم والسيليكون.

استعمل الألمنيوم في البناء عام 1895م، وفيما يلي نذكر بعض أهم استخداماته:

- في النقل (السيارات والطائرات والقطارات والناقلات البحرية والدراجات وغيرها) كألواح معدنية وأنايب.
- في التغليف (علب ورقاقات معدنية).
- في البناء (الشبابيك والأبواب والجدران وأسلاك الأبنية).
- في صنع أوعية الطبخ.
- في أعمدة الإنارة في الطرقات وصواري السفن والدعامات.
- لحماية المعدات الالكترونية وصناديق تجهيزات التصوير.
- في أسلاك نقل الطاقة الكهربائية وفي الالكترونيات.
- ويشكل واسع في إنتاج الساعات بسبب متانته ومقاومته لفقدان البريق والتآكل.

6 - تأثيره على جسم الإنسان

على الرغم من وفرة الطبيعة العالية، لا يعرف عن الألمنيوم أن له وظائف خاصة به في الخلايا الحية ولكن تراكيزه العالية تساهم ببعض الآثار السمية. يمكن التحدث عن بعض السمية عند توضع في العظام وفي الجهاز العصبي، وخاصة لدى المرضى الذين يعانون من القصور الكلوي. ونظرا لدخوله في سباق مع الكالسيوم خلال عمليات الامتصاص، يمكن للألمنيوم أن يساهم في إضعاف البنية المعدنية في العمود الفقري، ويلاحظ ذلك لدى الأطفال الذين يعانون من تأخر النمو. وعند التراكيز العالية جدا، يمكن له أن يسبب تسهما عصبيا ويُعزى له تغيرٌ وظيفيٌ يَعميق وصول الدم إلى الدماغ. هناك نسبة ضئيلة من البشر يتحسسون من الألمنيوم ويعانون من التهابات جلدية واضطرابات هضمية وتقيؤ أو أعراض أخرى لدى تماسهم مع الألمنيوم أو استهلاك مواد غذائية أو استعمال الأدوية المضادة للحموضة المحتوية على الألمنيوم. وماعدا التحسس، فلا يعتبر الألمنيوم

سأما مثل العناصر الثقيلة، غير أنه يمثل بعض السمية إذا ما دخل عن طريق الجهاز الهضمي بكميات زائدة.

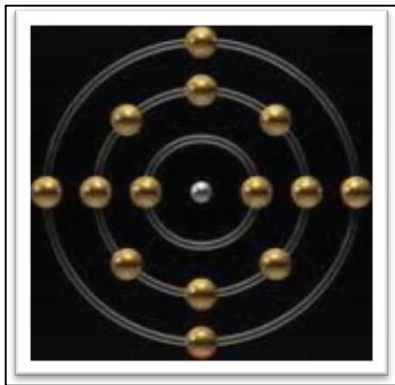
7 - تأثيره في البيئة

يعد الألمنيوم من العوامل التي:

- تؤخر نمو النباتات في الترب الحمضية، وإن غالبية الترب الحمضية مشبعة بالألمنيوم بدلا من أيونات الهيدروجين، وحموضة التربة عندئذ تعود لتحلل الألمنيوم.
- حالات تسمم عند استعماله في مواد التنظيف

14 - عنصر السيليكون $^{28}_{14}\text{Si}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للألمنيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	14
العدد الكتلي (A)	28
الوزن الذري الغرامي (g)	28,086
نصف القطر الذري (°A)	1,32
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	2,33
درجة الانصهار (°C)	1410
درجة الغليان (°C)	2680
طاقة التأين الأولى (kJ/mol)	0,787
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	1,63
الكهروسلبية	1,9
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	2,52 · 10 ⁻¹²

1 - ما هو عنصر السيليكون؟

عنصر السيليكون شبه معدن رمادي اللون، قاس وقابل للكسر ويتمتع بدرجة انصهار عالية، يشبه في تركيبه البلّوري الماس حيث ترتبط كل ذرة سيليكون بأربع ذرات أخرى تقع على رؤوس هرم رباعي الوجوه بواسطة أربع روابط مشتركة، وهكذا فإنه يعطي تجمعات كبيرة خاملة كيميائية. يعرف للسيليكون ثلاثة نظائر طبيعية ثابتة وهي ^{28}Si و ^{29}Si و ^{30}Si كما يعرف له النظائر المشعة التالية ^{25}Si و ^{26}Si و ^{27}Si و ^{31}Si و ^{32}Si .

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

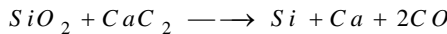
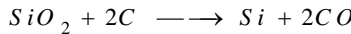
لا يعرف تماما من اكتشف السيليكون أو مركباته وذلك لأن السيليكا (بشكل صوان) استخدمها الإنسان الحجري، وكلمة سيليكات تعني في اللاتينية (silex) أي الصوان. استطاع "برزيليوس" "Berzélius" في السويد عام 1823 من استحضار السيليكون العديم الشكل (مسحوق بني) من التفاعل:



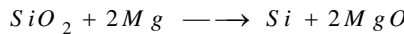
يأتي السيليكون في المرتبة الثانية بعد الأكسجين من حيث سعة انتشاره في القشرة الأرضية، فهو يؤلف 28% من وزنها. لا يوجد بشكل حر في الطبيعة ولكنه على شكل مركبات عديدة أهمها أكسيد السيليكون أو ما يدعى بالسيليكا، وهو المركب المؤلف للرمال وأحجار الصوان والكوارتز، وكذلك يوجد على شكل سيليكات معقدة للألمنيوم والمغنيزيوم والمعادن الأخرى وجميعها يدخل في تركيب القسم الأعظم للقشرة الأرضية. ومن أهم السيليكات الطبيعية نذكر: الفلسبار (Felspar) $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ والكاولينيت (Kaolinite) $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$.

3 - طرق استحصال السيليكون

يحضر السيليكون المستخدم في الخلائط بإرجاع الكوارتز بالكربون أو كربيد الكالسيوم بوجود الحديد في فرن كهربائي:



يحضر السيليكون العديم الشكل من إرجاع SiF_4 بالبوتاسيوم أو من إرجاع الكوارتز بالمغنيزيوم:



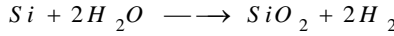
4 - الخواص الكيميائية للسيليكون

1.4 - التفاعل مع الهواء

لا يتأثر بالهواء عند الدرجة العادية وتكون الأكسدة حتى في الدرجة 950°م بطيئة جدا وذلك لتشكل طبقة رقيقة وواقية من السيليكا شبيهة الزجاج.

2.4 - التفاعل مع الماء

لا يتأثر السيليكون المسحوق بالماء النقي، ولكن في الدرجة 600°م يحرر الهيدروجين:



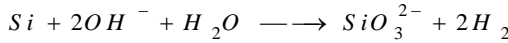
3.4 - التفاعل مع الهيدروجين

تكون هيدريد السيليكون عند تفاعل السيليكون مع الهيدروجين:



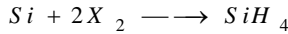
4.4 - التفاعل مع الأسس

يتفاعل السيليكون مع الأسس القوية ويشكل أملاح السيليكات:



5.4 - التفاعل مع الهالوجينات

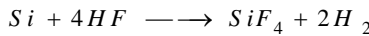
يتفاعل السيليكون مع الهالوجينات ومشتقاتها الفعالة، ففي الدرجة العادية يتفاعل مع F_2 وفي الدرجة 300°م مع الكلور وفي 500°م مع البروم:



6.4 - التفاعل مع الحموض

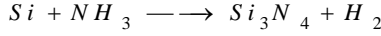
لا يتأثر السيليكون البلوري بجميع الحموض حتى HF، إلا أن المسحوق والقديم الشكل تتفاعل مع

HF و HNO_3 فقط، ويكون الناتج الرئيسي H_2SiF_6 :



7.4 - التفاعل مع الآزوت

يتفاعل السيليكون مع الآزوت في درجة حرارة تفوق 1400°م ليشكل SiN و Si_3N_4 ، ويتفاعل العديم الشكل أيضا مع النشادر عند الدرجة الحمراء:



8.4 - التفاعل مع بخار الكبريت

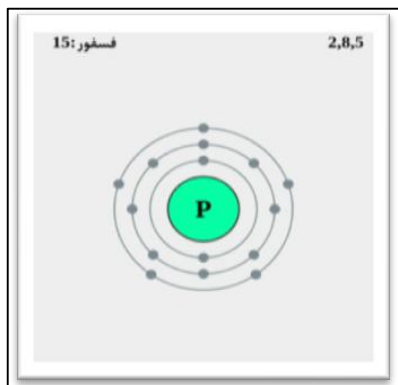
يتفاعل السيليكون كذلك مع بخار الكبريت ليشكل SiS_2 ، ومع بخار الفوسفور عند الدرجة 1000°م، ومع بعض المعادن ليشكل السيليسيدات منها ما يخضع للتناسب الكيميائي مثل Ca_2Si و Mg_2Si ومنها ما لا يخضع للتناسب الكيميائي مثل MSi و M_2Si (حيث M معدن أساسي أو أساسي ترابي عدا Be و Mg و Ca).

5 - مجال استعمال السيليكون

تعتبر السيليكا والسيليكا الطبيعية من المواد الأولية والرئيسية المستخدمة لصناعة مواد البناء والمواد الحرارية والزجاج، ولا تستخدم إلا كميات صغيرة من السيليكا لتحضير السيليكون المستخدم في العمليات التعدينية بشكل خلاط الفيروسيكون، ولتحضير بعض المركبات مثل السيليكونات أو بعض السيليكا. وكذلك لتحضير السيليكون النقي جدًا.

15- عنصر الفوسفور $^{31}_{15}\text{P}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للفوسفور

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	15
العدد الكتلي (A)	30,974
الوزن الذري الغرامي (g)	31
نصف القطر الذري (°A)	1,28
الكتلة الحجمية (g/cm ³)	1,82
درجة الانصهار (°C)	44,2
درجة الغليان (°C)	280
طاقة التأين الأولى (kJ/mol)	1,012
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	0,7
الكهروسلبية	2,19
النقلية الكهربائية (μ ohm) ⁻¹	10 ⁻¹⁷

1 - ما هو عنصر الفوسفور؟

الفوسفور عبارة عن لامعدن، له عدة أشكال متأصلة أهمها الفوسفور الأبيض والفوسفور الأحمر. الفوسفور الأبيض هو الصورة المعتادة للفوسفور، يوجد على هيئة مادة جامدة صفراء باهتة اللون، وهي لبينة إلى حد ما عند تدفئتها، ولكنها تصبح هشّة عند تبريدها. الفوسفور شديد السمية وتكفي جرعة صغيرة منه لإحداث الوفاة. أما الفوسفور الأحمر فلا رائحة له، وهو غير سام، لذلك يعد الصورة المعتادة للفوسفور المستخدم في التفاعلات الكيميائية.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف الفوسفور من طرف الكيميائي الألماني "براند" "Brand" عام 1669م، اشتق اسمه من اليونانية Phos (ضوء) و Phoros (حامل) بمعنى حامل الضوء إشارة إلى الفوسفور الأبيض الذي يضيء في الظلام بوجود الأكسجين.

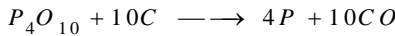
لشدة فعاليته لا يوجد الفوسفور بشكل حر في الطبيعة وإنما يوجد على شكل أملاح حمض الفوسفور. وأهم فلزاته في الطبيعة فوسفات ثلاثية الكالسيوم $Ca_3(PO_4)_2$ ، ويكون هذا الفلز ممزوجا أحيانا مع كلوريد أو فلوريد الكالسيوم ويدعى هذا المزيج بكلور أباتيت أو فلور أباتيت. كما يوجد على شكل هيدروكسي أباتيت وهي المادة الأساسية التي تدخل في تكوين عظام أسنان الحيوانات والانسان.

3 - طرق استحصال الفوسفور

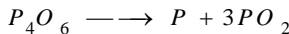
يستحصل الفوسفور بتسخين مزيج من فوسفات ثلاثية الكالسيوم $Ca_3(PO_4)_2$ والسيليكا SiO_2 والكربون في فرن كهربائي خاص تصل حرارته حتى 1500°C . تحدث في الفرن التفاعلات التالية: تتفاعل السيليكا مع فوسفات الكالسيوم معطية خماسي أكسيد الفوسفور وسيليكات الكالسيوم الذي يؤخذ من فتحات جانبية:



ثم يرجع خماسي الفوسفور بالكربون إلى الفوسفور الحر:



حيث تخرج أبخرة الفوسفور وأحادي أكسيد الكربون من فتحة من أعلى الفرن، ثم يكتف بخار الفوسفور بتبريده في الماء ويجمع تحت سطح الماء لعزله عن الهواء لتجنب احتراقه. كما يحضر الفوسفور بتسخين سداسي أكسيد الفوسفور:



4 - الخواص الكيميائية للفوسفور

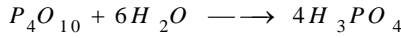
1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يحترق الفوسفور بصورة عامة في الهواء متحولاً إلى خماسي أكسيد الفوسفور P_4O_{10} إذا كانت الكمية وافرة، أو إلى ثلاثي أكسيد الفوسفور P_4O_6 إذا كانت كمية الهواء قليلة.



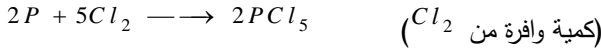
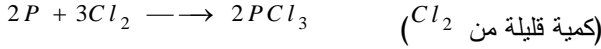
2.4 - التفاعل مع الماء

يتفاعل الفوسفور مع الماء بعنف مشكلاً عدة حموض أهمها حمض الفوسفور:



3.4 - التفاعل مع الكلور

يتفاعل الفوسفور مع الكلور بسرعة مشكلاً ثلاثي أو خماسي كلوريد الفوسفور:



4.4 - التفاعل مع الكبريت

يتفاعل الفوسفور مع الكبريت مشكلاً العديد من كبريتيدات الفوسفور أهمها P_4S_3 .

5.4 - التفاعل مع المعادن

يتحد الفوسفور بالحرارة مع العديد من المعادن مشكلاً فوسفيدات هذه المعادن مثل Na_3P و Mg_3P_2 و Ca_3P_2 . وهذه المركبات تتحلل بشدة في الماء محررة غاز الفوسفين وهيدروكسيد المعدن.

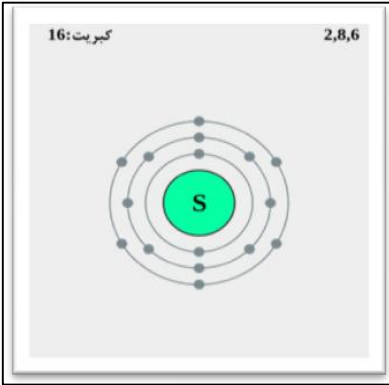
5 - مجال استعمال الفوسفور

يحول 90% من ناتج صناعة الفوسفور إلى حمض الفوسفور الذي يستعمل في الحصول على العديد من أملاح الفوسفات، كما يستعمل في إزالة عسرة المياه عن طريق التفاعل مع أملاح الكالسيوم الموجودة فيه. يدخل أيضاً في بعض الخلطات المعدنية ويكسبها القوة والمتانة وعدم التأثر بالماء. كما

يدخل الفوسفور في تركيب بعض المواد التي تعتمد على حادثة الفسفرة في إصدار الضوء والتي تستعمل في طلاء عقارب الساعات وجوانب الأرصفة والشارات الضوئية. أخيرا يدخل الفوسفور في صناعة بعض المركبات السامة والتي تستعمل في القضاء على القوارض.

16 - عنصر الكبريت $^{32}_{16}\text{S}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للكبريت

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	16
العدد الكتلي (A)	32
الوزن الذري الغرامي (g)	32,066
نصف القطر الذري (°A)	1,27
الكتلة الحجمية (g/cm ³)	2,07
درجة الانصهار (°C)	112,8
درجة الغليان (°C)	444,6
طاقة التأين الأولى (kJ/mol)	999
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	2,07
الكهروسلبية	2,58
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	2,5

1 - ما هو عنصر الكبريت؟

الكبريت عنصر لافلزي ذو لون أصفر زاه، لا طعم له ولا رائحة، هش ينكسر بسهولة. هو رديء التوصيل للحرارة لدرجة أن مسكه باليد وتقريبه من الأذن يؤدي إلى سماع طقطقة ناتجة عن تمدد السطح الخارجي بحرارة اليد دون تأثر الأجزاء الداخلية مما يؤدي إلى حدوث تشققات دقيقة. يوجد الكبريت في أشكال عدة تسمى المتأصلات، وأكثرها شيوعا الكبريت معين الشكل والكبريت غير المتبلور أو البلاستيكي.

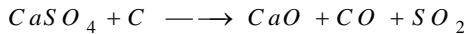
2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

عرف الكبريت قبل الميلاد، اشتق اسمه من اللاتينية Sulphurium بمعنى الحجر الحارق. يوجد الكبريت بكميات كبيرة على حالة منفردة وبالأخص في الأماكن البركانية نتيجة تفاعل غاز كبريتيد الهيدروجين وثاني أكسيد الكبريت اللذين يتصاعدان ضمن الغازات الأخرى. كما يوجد متحدا مع الكثير من الفلزات مكونا كبريتيدات وأكثرها انتشارا: بيريت الحديد FeS_2 ، بيريت الحديد والنفاس $CuFeS_2$ ، والجالينا PbS . يوجد كذلك على هيئة كبريتات أهمها كبريتات الكالسيوم المائية $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. يكون الكبريت حوالي 0,03% من وزن القشرة الأرضية، كما تحتوي المحيطات على حوالي 0,09% من الكبريت أهمها على هيئة كبريتات، ومن الكبريتات الهامة الموجودة في الطبيعة: كبريتات الكالسيوم وكبريتات الباريوم.

3 - طرق استحصال الكبريت

كان الكبريت يستحصل قديما عن طريق حرق قسم من الكبريت لينصهر الباقي ويسيل بعيدا عن الشوائب الصلبة، أي أن هذه الطريقة تعتمد على استعمال الكبريت كوقود نظرا للتكلفة الباهظة لأنواع الوقود الأخرى بالنسبة للكبريت، وتعطي هذه الطريقة الكبريت نقاوة بحوالي 97,5% ويمكن إجراء عملية التقطير على الكبريت الناتج والحصول عليه بنقاوة أعلى.

يحضر الكبريت أيضا بإرجاع كبريتات الكالسيوم بالكربون وفق التفاعل التالي:



4 - الخواص الكيميائية للكبريت

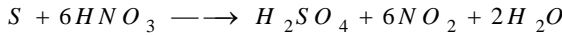
1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يحترق الكبريت بسرعة في الأكسجين مشكلا الأكسيد SO_2 بصورة رئيسية وفق التفاعل التالي:



2.4 - التفاعل مع الأحماض

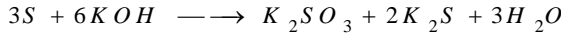
يتأكسد الكبريت بسهولة بحمض الكبريت وحمض الآزوت المركزين وفق التفاعل:



3.4 - التفاعل مع الأسس

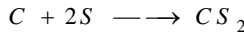
ينحل الكبريت في الأسس المركزة والحارة وذلك لتفاعله معها مشكلا شوارد معقدة في المحلول مثل

S^{2-} و SO_3^{2-} ، ثم تتحد هذه الشوارد مع الكبريت نفسه فتشكل شوارد متعددة الكبريتيد مثل S_3^{2-} و S_4^{2-} ...



4.4 - التفاعل مع أشباه المعادن

يتحد الكبريت بالتسخين بصورة مباشرة مع الكربون والفسفور والزرنيخ ومع معظم المعادن مشكلا كبريتيدات هذه المعادن:



كما يتحد مع الهالوجينات مشكلا مركبات: SF_6 و SF_4 و S_2Cl_2 و SCl_4 ...

يتحد مصهور الكبريت مع غاز الهيدروجين مشكلا غاز كبريتيد الهيدروجين:



5 - مجال استعمال الكبريت

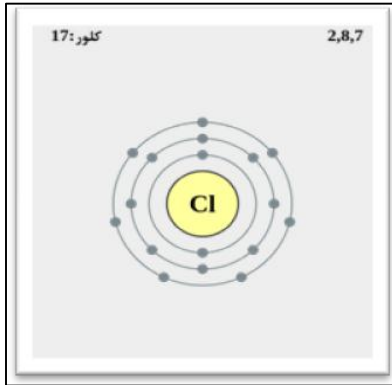
يستخدم الكبريت في صناعة أعواد الثقاب والبارود الأسود، وصناعة الأصباغ والدهانات والورق والمنسوجات. كما يستخدم في صناعة بعض أنواع الأسمدة والمتفجرات والمطاط والبطاريات ومبيدات الفطر. يعد الكبريت أهم مادة كيميائية تجارية في العالم، فهو يستخدم في تحضير حمض الكبريت وبعض المواد الكيميائية المستخدمة في أفلام التصوير، كما يدخل في صناعة الأدوية الخاصة بعلاج الأمراض الجلدية واضطرابات الهضم.

6 - تأثيره على جسم الإنسان

يحتوي جسم الإنسان على 14 غرام من الكبريت، فهو يساعد البروتينات في المحافظة على تركيبيتها، كما يساعد الجسم على إخراج المواد الضارة منه وينظم عملية تخثر الدم.

17 - عنصر الكلور $^{35}_{17}\text{Cl}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للكلور

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	17
العدد الكتلي (A)	35
الوزن الذري الغرامي (g)	35,45
نصف القطر الذري (°A)	-
الكتلة الحجمية (g/cm ³)	1,56
درجة الانصهار (°C)	-189,4
درجة الغليان (°C)	-185,8
طاقة التأين الأولى (kJ/mol)	1251,2
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	3,61
الكهروسلبية	3,16
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	-

1 - ما هو عنصر الكلور؟

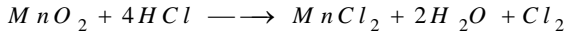
يكون الكلور في شكله النقي غازا أصفر مائلا للخضرة، مصحوبا برائحة خانقة وغير مستحبة، يتميز بكثافة أكبر مرتين من كثافة الهواء. تحتوي ذرة الكلور على إلكترون فردي وحيد، أما جزيئته فهي تتألف من ذرتي كلور Cl_2 . يتميز هذا العنصر بنزعتة لتشكيل شوارد سالبة بسيطة.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

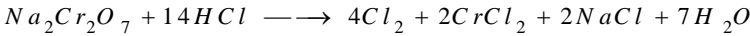
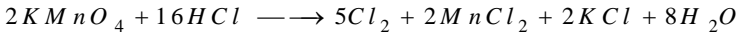
اكتشف الكلور من قبل العالم "شيل" "Scheele" عام 1774م بالسويد، اشتق اسمه من اليونانية Cloros بمعنى أصفر مخضر للونه المشابه للون الأعشاب الصغيرة (عند بداية نموها). يعد الكلور عنصرا نشيطا جدا لا يوجد في الطبيعة غير متحد، إذ يتحد عادة مع عناصر كالصوديوم والبوتاسيوم والمغنيزيوم، لكنه يوجد بنسبة ضئيلة في بعض الصخور النارية، كما يوجد على هيئة كلوريد الصوديوم في مياه البحار، ويوجد على هيئة راسب من الملح في الأماكن المجاورة لبعض البحار الداخلية أو في قيعان البحيرات التي تبخرت مياهها.

3 - طرق استحصال غاز الكلور

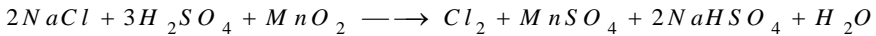
يحضر الكلور مخبريا بعدة طرق وكلها تعتمد على أكسدة شاردة الكلوريد بمادة مؤكسدة مناسبة والتفاعلات التالية تبين أهم هذه الطرق:



حيث يتشكل في البدء $MnCl_4$ الذي يتفكك بالحرارة إلى $MnCl_2$ وغاز الكلور Cl_2 ، ويمكن استعمال برمنغنات البوتاسيوم أو ثنائي كرومات الصوديوم كعوامل مؤكسدة للكلوريد:

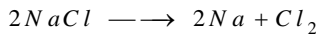


يمكن تحضير الكلور بتسخين كلوريد الصوديوم مع حمض الكبريتيك في وجود ثاني أكسيد المنغنيز حسب التفاعل التالي:



يستحصل غاز الكلور صناعيا بشكل ناتج ثانوي من الاستحصال الصناعي للمعادن الفعالة مثل Na و Ca و Mg، إذ يتم في هذه العمليات التحليل الكهربائي لمصهور كلوريدات هذه

المعادن وينطلق دوماً Cl_2 على مصعد وعاء التحليل ومثال ذلك:



4 - الخواص الكيميائية لغاز الكلور

1.4 - التشابه مع غاز الأكسجين

يشبه غاز الكلور غاز الأكسجين في كثير من تفاعلاته، فهو يساعد على اشتعال كثير من المواد القابلة للاشتعال في جو من الأكسجين، فتشتعل كثير من الفلزات واللافلزات في جو من غاز الكلور مكونة الكلوريدات المقابلة لها.

2.4 - الاتحاد بالهيدروجين

يتحد غاز الكلور بغاز الهيدروجين ببطء نسبيا عند درجات الحرارة العادية، لكن خليط الغازين ينفجر عند تسخينه أو عند تعريضه لضوء الشمس المباشر، ويلاحظ أن غاز الكلور الجاف لا يتحد بغاز الهيدروجين الجاف حتى لو عرض لضوء الشمس المباشر، والتفاعل بين الغازين طارد للحرارة:

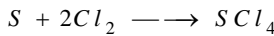


3.4 - الاتحاد باللافلزات

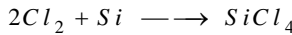
يتحد الكلور مع كثير من اللافلزات، فهو يتحد بالفوسفور الذي يشتعل فيه مكونا نوعين من الكلوريد تبعا لكمية الكلور المستخدمة، أحدهما سائل وهو ثالث كلوريد الفوسفور، والآخر صلب هو خامس كلوريد الفوسفور.



يتحد غاز الكلور كذلك مع الكبريت مكونا عدة كلوريدات أهمها:



كما يتحد مباشرة مع السيليكون مكونا رابع كلوريد السيليكون، ومع البور مكونا ثالث كلوريد البور:



يتفاعل غاز الكلور مباشرة مع غاز الفلور مكونا أحادي فلوريد الكلور ClF ، كما يتحد بالبروم مكونا أحادي كلوريد البروم:



4.4 - الاتحاد بالفلزات

يتحد غاز الكلور مباشرة من أغلب الفلزات ومثال ذلك:

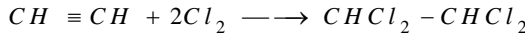


5.4 - تفاعلات الإضافة

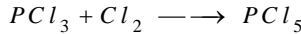
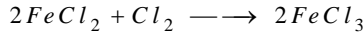
يضاف غاز الكلور إلى بعض المركبات التي لم تستكمل تكافؤها التام، ومثال ذلك إضافة الكلور إلى أول أكسيد الكربون لتكوين كلوريد الكربونيل:



يضاف غاز الكلور أيضا إلى بعض الروابط غير المشبعة في بعض المركبات العضوية، مثل الأيثيلين والأسيتيلين.

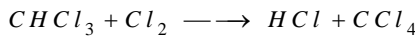
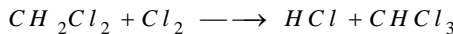
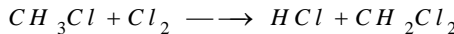
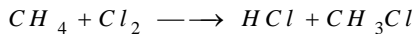


يتفاعل الكلور أيضا مع بعض كلوريدات الفلزات ذات التكافؤ المنخفض لتحويلها إلى كلوريدات عالية التكافؤ، ومثال ذلك:

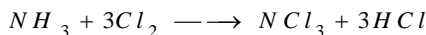


6.4 - تفاعلات الاستبدال

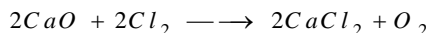
يحل غاز الكلور محل الهيدروجين في كثير من المركبات، ومثال ذلك تفاعل غاز الكلور مع غاز الميثان، ويتكون في هذا التفاعل كلور الميثيل أولا، ثم ينتهي التفاعل في وجود زيادة من غاز الكلور بتكوين رابع كلوريد الكربون.



يحل الكلور أيضا محل الهيدروجين في جزيء النشادر مكونا ثلاثي كلوريد النتروجين، وهو مركب غير ثابت وشديد الانفجار، ولا يمكن تحضيره بالاتحاد المباشر بين الكلور والنتروجين:

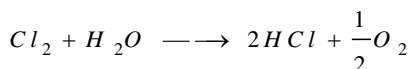


يحل الكلور أحيانا محل الأكسجين في بعض مركباته، ومثال ذلك تكوين كلوريد الكالسيوم عند تسخين كلوريد الكالسيوم لدرجة الاحمرار في وجود تيار من غاز الكلور:



7.4 - التفاعل مع الماء والأسس

قد يحل الكلور محل الأكسجين في الماء، وذلك عندما يذاب الكلور في قدر مكافئ من الماء، ثم يعرض المحلول بعد ذلك لضوء الشمس المباشر فيتكون كلوريد الهيدروجين وينطلق الأكسجين. والتفاعل ماص للحرارة:



5 - مجال استعمال الكلور

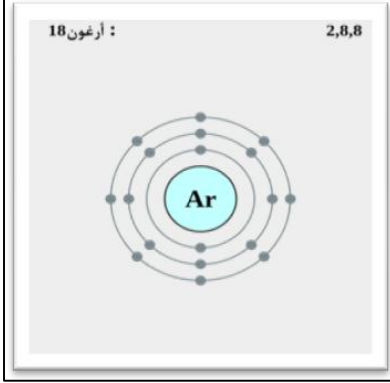
يوجد للكلور عدة استخدامات صناعية وتجارية. أما استخدامه الأهم فهو كمعقم، ولقد تم استخدامه لهذا الغرض ضد تشكيلة واسعة من الالتهابات المهددة للحياة وكذلك ضد الفيروسات والبكتيريا لما يزيد عن 150 عاما. ويستخدم الكلور في تعقيم المياه المستخدمة لأغراض الشرب والسباحة، وفي قتل البكتيريا ذات السوية المؤذية أثناء تحضير الطعام لدى المطاعم وفي مصانع تعليب الدواجن واللحوم. وهو يستخدم أيضا في تصنيع مساحيق التبييض، والمنظفات المنزلية، والأصبغ والمتفجرات والأقمشة والمواد الصيدلانية، والمطاط الصناعي والورق والمنتجات النفطية واللدائن والغازات السامة. وقد تم استخدام الهيدروكربونات الكلورة على نطاق واسع كمبيدات حشرية.

6 - تأثيره على جسم الإنسان

يمكن أن يدخل الكلور إلى الجسم عن طريق تناول الطعام وشرب الماء أو حتى استنشاق الهواء. ويعد الامتصاص المعوي المعدي من الطعام والماء المصدر الأساسي للكلور المتراكم داخليا عند عامة الناس. ويعد الكلور مادة ضرورية من أجل صحة الجهازين الهضمي والعصبي. وفور دخوله، يسلك الكلور-36 في الجسم بالطريقة نفسها التي تسلكها بقية نظائر الكلور. ويتم امتصاص معظم الكلور بشكل تام عند الامتصاص، فيتحرك بسرعة من القناة المعوية إلى مجرى الدم. ويتم بسرعة توزيع الكلور-36 الذي يلج إلى مجرى الدم بعد الابتلاع أو الاستنشاق إلى جميع الأعضاء والأنسجة في الجسم.

18 - عنصر الأرجون $^{40}_{18}Ar$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للأرجون

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	18
العدد الكتلي (A)	40
الوزن الذري الغرامي (g)	39,948
نصف القطر الذري (°A)	1,9
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	1,4
درجة الانصهار (°C)	-189,2
درجة الغليان (°C)	-185,8
طاقة التأين الأولى (kJ/mol)	1519
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	-
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	-

1 - ما هو عنصر الأرغون؟

الأرغون غاز أحادي الذرة، عديم اللون والرائحة، ذو وميض بنفسجي في حالة البلازما، حامل كيميائيا حيث ينتمي إلى فصيلة الغازات النبيلة، وهو أكثرها توفرا على سطح الأرض. للأرغون التركيب الإلكتروني $nS^2 nP^6$ أي أن ذراته ذات تركيب إلكتروني مكتمل وهذا يعني أنه ثابت جدا، فهو غير ميل للارتباط مع نفسه لتشكيل جزيئات ثنائية الذرة وحتى مع غيره من العناصر، وإنما يوجد بشكل ذرات منفصلة.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف الأرغون عام 1894م من قبل الكيميائي الإنجليزي "رامزي" W. Ramsay الذي وجدته في الهواء بعد تقطيره الأكسجين والنيتروجين منه. اشتق اسمه من اليونانية argos بمعنى حامل نظرا لما يتميز به خمول كيميائي. يعتبر الأرغون الأكثر وجودا في الجو من أي غاز نادر، حيث يقدر عدد حجوم الهواء الحاوية حجما واحدا منه بـ 10^7 .

3 - طرق استحصال الأرغون

يحضر الأرغون بطريقة التقطير التجزيئي للهواء السائل ويفصل الأرغون عن الأكسجين بتفاعل هذا الأخير مع الهيدروجين أو بإمرار المزيج على النحاس المسخن، وهو لا يتكثف خلال عملية التقطير لكنه يتجمع مع النيتروجين الذي يحول إلى سائل ثم يتحد مع المغنيزيوم.

4 - الخواص الكيميائية للأرغون

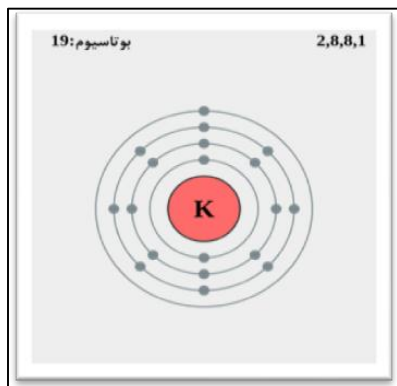
إن التركيب الإلكتروني للأرغون من النوع $nS^2 nP^6$ ، حيث تكون طبقة الخارجية مشبعة الكترونيا، ومن هنا يمكن القول أن هذا الغاز لا يمكن أن يقوم بنشاطات كيميائية مع غيره من العناصر إلا بصورة محدودة جدا، وذلك عن طريق توسيع تركيبه الإلكتروني بتحريض إلكترون أو أكثر من المدار P إلى المدار d الفارغ. ولا يعرف حتى الآن مركبات كيميائية للأرغون.

5 - مجال استعمال الأرغون

يستخدم الأرغون في ملء المصابيح الكهربائية ومصابيح المذياع وعدادات كايكر، كما يستخدم كجو حامل في عمليات اللحام وخاصة في لحام الألمنيوم.

19 - عنصر البوتاسيوم $^{39}_{19}K$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للبوتاسيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	19
العدد الكتلي (A)	39
الوزن الذري الغرامي (g)	39,102
نصف القطر الذري (°A)	2,35
الكتلة الحجمية (g/cm ³)	0,86
درجة الانصهار (°C)	63,7
درجة الغليان (°C)	760
طاقة التأين الأولى (kJ/mol)	419
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	0,8
الناقلية الكهربائية (μ ohm) ⁻¹	0,143

1 - ما هو عنصر البوتاسيوم؟

البوتاسيوم عبارة عن معدن ذي مظهر فضي، طري يمكن قطعه بالسكين، ذو كثافة منخفضة وناقليته الحرارية والكهربائية عالية. يحتوي هذا العنصر في طبقاته الخارجية على إلكترون واحد في المدار S يمكن أن يفقده بسهولة ليعطي شاردة موجبة. تتميز مركبات هذا العنصر بكونها بلورية وشاردية ودرجات انصهارها وغليناها عالية جدا، وتتميز مركباته البسيطة أيضا بأنها غير ملونة إلا إذا كانت الشاردة السالبة ملونة مثل البرمنغنات والكرومات ويعود ذلك إلى أن شاردة البوتاسيوم غير ملونة.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف البوتاسيوم عام 1807م من قبل "ديفي" "Davy" في بريطانيا، اشتق اسمه من العربية قلي بمعنى رماد، ويقال أيضا من اللاتينية Kalium إشارة إلى كربونات البوتاسيوم التي تتواجد بشكل صلب في الرماد.

لشدة فعالية هذا العنصر لا يوجد بشكل حر في الطبيعة، إلا أن مركباته واسعة الانتشار، فهو يشكل نسبة عالية من وزن القشرة الأرضية (حوالي 2,59%). ومن أهم خاماته: الكلوريد والكارناليت $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ وسولتبتير KNO_3 وبشكل كبريتات مضاعفة للبوتاسيوم. كما أن ماء البحر يحتوي على 0,04% من البوتاسيوم بشكل أملاح منحلة.

3 - طرق استحصال البوتاسيوم

إن الطريقة المتبعة تجاريا لتحضير معدن البوتاسيوم تتضمن إرجاع مصهور كلوريد البوتاسيوم بمعدن الصوديوم عند الدرجة 850°م. فيحدث التفاعل المتوازن التالي:

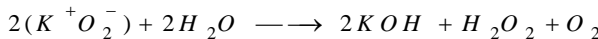


بالرغم من أن التفاعل نحو اليسار ممكن ترموديناميكيا فإن تصاعد بخار البوتاسيوم يؤدي إلى حدوث التفاعل نحو اليمين. يكثف بخار البوتاسيوم وتعاد تقنيته بالتقطير المجزأ فينتج بوتاسيوم بنقاوة عالية (99,99%).

4 - الخواص الكيميائية للبوتاسيوم

1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل البوتاسيوم مع الأكسجين مشكلا مزيج من الأكاسيد K_2O ، K_2O_2 ، KO_2 ويمكن أن تتفاعل جميع هذه الأكاسيد مع الماء لتعطي هيدروكسيد البوتاسيوم:



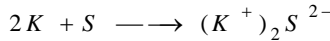
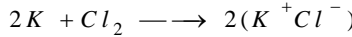
2.4 - التفاعل مع الماء

يتحد البوتاسيوم مع الماء بشدة مشكلا هيدروكسيد البوتاسيوم، وينطلق غاز الهيدروجين:



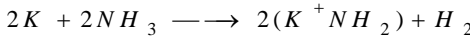
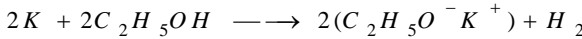
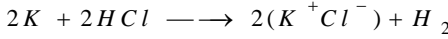
3.4 - التفاعل مع أشباه المعادن

يتفاعل البوتاسيوم مع اللامعادن ويعطي مركبات تتمتع بالصفات الشاردية، فمع الهالوجينات تتشكل مركبات الهاليدات، ومع الكبريت يعطي الكبريتيدات، ومع الفوسفور الفوسفيدات... ويمكن كتابة المعادلات بالشكل:



4.4 - التفاعلات الأخرى

يمكن أن يتفاعل البوتاسيوم مع الحموض والكحول الإيثيلي وغاز النشادر بوجود وسيط وحرارة، مطلقا غاز الهيدروجين ومشكلا كلوريد البوتاسيوم أو إيثيلات أو أميد البوتاسيوم:



5 - مجال استعمال البوتاسيوم

يعتبر البوتاسيوم من العوامل المرجعة القوية لذلك يستعمل في الحصول على بعض المعادن ومركباتها، ويستعمل مصهور مزيج من الصوديوم والبوتاسيوم في عملية التبيد الحراري في المفاعلات النووية. يكون البوتاسيوم المعدني طريا لدرجة أنه يمكن قطعه بالسكين، ويستخدم في الخلايا الكهروضوئية. يعد البوتاسيوم من أكثر المعادن فعالية في الطبيعة، ويشكل عددا من المركبات التي تتمتع باستخدمات تجارية عديدة. فعلى سبيل المثال، يستخدم بروميد البوتاسيوم الصلب الأبيض في التصوير الضوئي والحفر والطباعة الحجرية. تستخدم كرومات البوتاسيوم البلورية الصفراء، كعامل أكسدة قويين، في أعواد الكبريت والألعاب النارية، وتستخدم أيضا لصباغة الأقمشة ودباغة الجلود. تستعمل كربونات البوتاسيوم في صناعة الصابون والزجاج والمركبات الكيميائية.

6 - تأثيره على جسم الإنسان

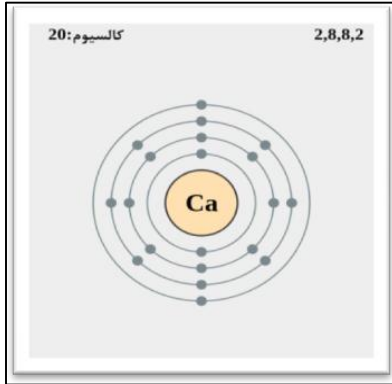
يمكن للبوتاسيوم أن يدخل إلى الجسم عن طريق ماء الشرب والطعام وتنفس الهواء. تتطلب استمرارية العمليات البيولوجية عند الإنسان وجود البوتاسيوم، وبامتصاص معظمه امتصاصا تاما تقريبا بعد تناول الطعام ينتقل بسرعة من القناة الهضمية إلى تيار الدم، ثم يتوزع في جميع الأنسجة والأعضاء. يمكن للبوتاسيوم أن يبدي مخاطر صحية خارجية وداخلية على السواء، حيث إنه يسبب داخل الجسم خطرا صحيا ناجمًا عن الجسيمات بيتا وأشعة غاما. كما يترافق الخطر الصحي له بتدمير الخلايا التي يسببها الإشعاع المؤين الناجم عن التفكك الإشعاعي، إضافة إلى الإمكانية المحتملة لتحريض سرطاني لاحق.

7 - تأثيره على البيئة

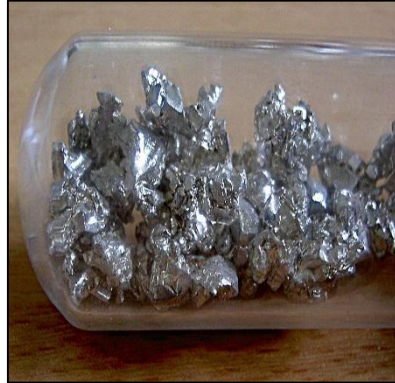
يرتبط البوتاسيوم في الدرجة الأولى بالتربة، ويكون تركيزه في جسيمات التربة الرملية أكبر بحوالي 15 مرة من تركيزه في المياه البيئية. ويرتبط بقوة أكبر التربة الطينية، وبهذا تكون نسبة هذه التراكيز أعلى. وباجتماعه مع النتروجين والفوسفور، يعد البوتاسيوم السماد الأساسي للتربة.

20 - عنصر الكالسيوم $^{40}_{20}\text{Ca}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للكالسيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	20
العدد الكتلي (A)	40
الوزن الذري الغرامي (g)	40,08
نصف القطر الذري (°A)	1,97
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	1,55
درجة الانصهار (°C)	839
درجة الغليان (°C)	1494
طاقة التأين الأولى (kJ/mol)	141
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,0
الناقلية الكهربائية (μ ohm) ⁻¹	-

1 - ما هو عنصر الكالسيوم؟

الكالسيوم عبارة عن معدن أبيض فضي، يزول هذا اللون بالتعرض للهواء نتيجة تأكسده، وهو طري نسبيا. يتمتع الكالسيوم بناقلية جيدة للتيار الكهربائي وللحرارة.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

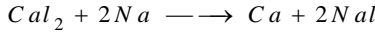
اكتشف الكالسيوم عام 1808م على يد "ديفي" "Davy" في بريطانيا، اشتق اسمه من اللاتينية Calx بمعنى الجير.

يعتبر هذا المعدن من أوسع العناصر الأساسية انتشارا في القشرة الأرضية، فهو يؤلف حوالي 3,7% من وزنها، وهو لا يوجد بشكل حر في الطبيعة وذلك لشدة فعاليته، ولكن فلزاته واسعة الانتشار في اليابسة ومياه البحر، وأهم فلزته تكون بشكل كربونات مثل الحجر الكلسي والرخام والطباشير، وعلى شكل كبريتات كالجبس $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ ، والفوسفات $Ca(PO_4)_2$ ، والفلورسبار CaF_2 ، والأنهدريت $CaSO_4$

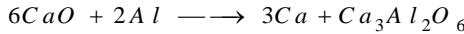
3 - طرق استحصال الكالسيوم

يستحصل الكالسيوم بعدة طرق:

1.3 - بإرجاع كلوريد الكالسيوم لمعدن الصوديوم



2.3 - بإرجاع أكاسيد الكالسيوم بواسطة الألمنيوم



4 - الخواص الكيميائية للكالسيوم

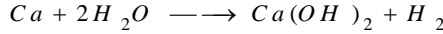
1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل الكالسيوم بالتسخين مع الكالسيوم في جو من الأكسجين ويتشكل أكسيد الكالسيوم وفق التفاعل التالي:



2.4 - التفاعل مع الماء

يتفاعل الكالسيوم بسهولة وينطلق غاز الهيدروجين وفق التفاعل:



3.4 - التفاعل مع الهيدروجين

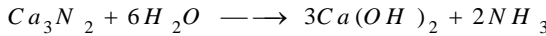
يتفاعل الكالسيوم بالتسخين مع الهيدروجين ويتشكل هيدريد الكالسيوم وهو مركب ثابت في الشروط الطبيعية:



4.4 - التفاعل مع أشباه المعادن

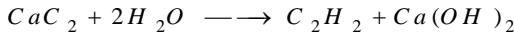
1.4.4 - التفاعل مع الآزوت

يتفاعل الكالسيوم مع الآزوت بالتسخين إلى درجات مناسبة ويتشكل مركب نتريد الكالسيوم ذو الصيغة Ca_3N_2 ، وهو مركب يتحلله بسرعة في الماء ويتشكل هيدروكسيد الكالسيوم وينطلق غاز النشادر:



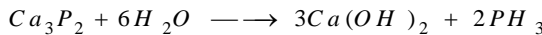
2.4.4 - التفاعل مع الكربون

يتفاعل الكالسيوم بالتسخين مع الكربون ويتشكل كربيد الكالسيوم ذو الصيغة CaC_2 ، ويتصف هذا المركب بأنه يتحلله بالماء ويتشكل هيدروكسيد الكالسيوم وينطلق غاز الأسيتيلين:



3.4.4 - التفاعل مع الفوسفور

يتفاعل الكالسيوم مع الفوسفور بالحرارة ويتشكل فوسفيد الكالسيوم Ca_3P_2 ، والذي يتحلله بسرعة بالماء ويتشكل هيدروكسيد الكالسيوم وينطلق غاز الفوسفين:

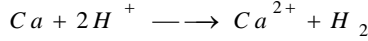


4.4.4 - التفاعل مع الهالوجينات

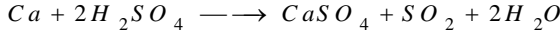
يتفاعل الكالسيوم مع الهالوجينات جميعها ويتشكل هاليد الكالسيوم CaX_2 .

5.4 - التفاعل مع الحموض

يتفاعل الكالسيوم مع الحموض الممددة وينطلق غاز الهيدروجين:

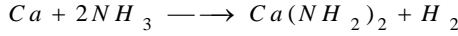


أما حمض الكبريت الكثيف والساخن فيتفاعل معه وينطلق غاز ثنائي أكسيد الكبريت:

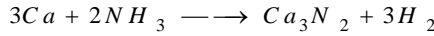


6.4 - التفاعل مع النشادر

يتفاعل Ca مع النشادر السائل ويتشكل أميد الكالسيوم بوجود وسيط مناسب:



أما مع غاز النشادر وبدرجة حرارة عالية فيتفاعل مشكلا نتريد الكالسيوم:

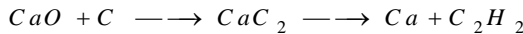


7.4 - تشكيله للمعقدات الكيميائية

يمكن للكالسيوم أن يشكل العديد من المعقدات الكيميائية منها: $[Ca(C_2H_5OH)_4]Br$ وللشاردة الموجبة في هذه المعقدات شكل رباعي الوجوه مع أربعة روابط تساندية بين ذرات الأكسجين وشاردة الكالسيوم.

5 - مجال استعمال الكالسيوم

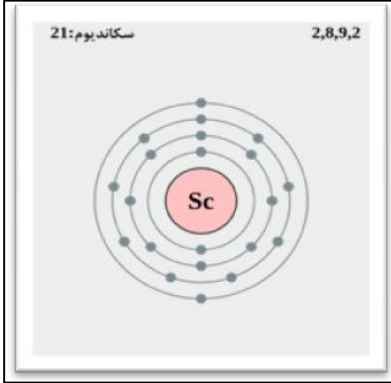
يستعمل الكالسيوم كعامل مرجع وخاصة عند تحضير المعادن النادرة مثل الثوريوم والزركونيوم. يستعمل هيدروكسيد الكالسيوم في تحضير النشادر، كما أنه يلعب دورا هاما في صناعة السكر، إضافة إلى استخدامه لتلف جثث بعض الحيوانات، يستعمل كذلك في صناعة كربيد الكالسيوم المستعمل لتحضير الأسيتيلين:



كما يستعمل في البناء حيث يخلط مع الرمل والماء، بالإضافة إلى ذلك تستخدم كربونات الكالسيوم في صناعة الزجاج وفي صناعة الاسمنت، أما كلوريد الكالسيوم فيستخدم كمادة مجففة للغازات ما عدا النشادر.

21 - عنصر السكندريوم $^{45}_{21}\text{Sc}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للسكندريوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	21
العدد الكتلي (A)	45
الوزن الذري الغرامي (g)	44,956
نصف القطر الذري (°A)	1,62
الكتلة الحجمية (g/cm ³)	3
درجة الانصهار (°C)	1536
درجة الغليان (°C)	2730
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	0,631
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,36
الناقلية الكهربائية (μ ohm) ⁻¹	0,017

1 - ما هو عنصر السكندنيوم؟

السكندنيوم عبارة عن معدن أبيض لين، يعتبر أول عنصر في السلسلة الأولى للعناصر الانتقالية.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل الكيميائي السويدي "Nilson" سنة 1879م، اشتق اسمه من اللاتينية Scandia. بمعنى اسكندنافيا وهي مكان تواجد خامات هذا المعدن وتكريما لمكتشفه السويدي. يشكل السكندنيوم 25 جزءاً من المليون في الصخور الموجودة بالأرض، فهو من بين المعادن النادرة في الطبيعة وتكمل مشكلتها في استخلاصها من العناصر الأرضية النادرة. ينتشر السكندنيوم بكميات قليلة في بعض المناجم على شكل $Sc_2Si_2O_7$ وهو موجود في النرويج، وأهم خاماته Sc_2O_3 .

3 - طرق استحصال السكندنيوم

ليس للسكندنيوم أهمية تجارية كبيرة وذلك لأن الحصول عليه ليس بذي بال، إلا أن كمية كافية من Sc_2O_3 التي يمكن الحصول عليها أثناء استخلاص اليورانيوم كناتج ثانوي.

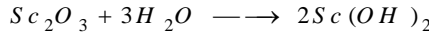
4 - الخواص الكيميائية للسكندنيوم

1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل السكندنيوم مع الأكسجين بالتسخين لتعطي أكاسيد وفق التفاعل التالي:



تكون هذه الأكاسيد بيضاء اللون لا تتصهر بسهولة ولا تتحلل في الماء:



2.4 - التفاعل مع الهالوجينات

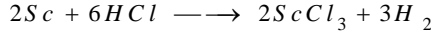
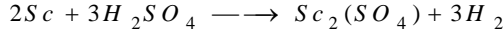
يتفاعل السكندنيوم بالتسخين مع الهالوجينات مكونة الهاليدات وفق التفاعل التالي:



يعرف للسكندنيوم كذلك مركبات تدعى أوكسي هاليدات صيغتها ScOX.

3.4 - التفاعل مع الأحماض

يتفاعل السكندنيوم مع الأحماض H_2SO_4 و HCl ، مع انطلاق غاز الهيدروجين حسب التفاعلين التاليين:



4.4 - التفاعلات الأخرى

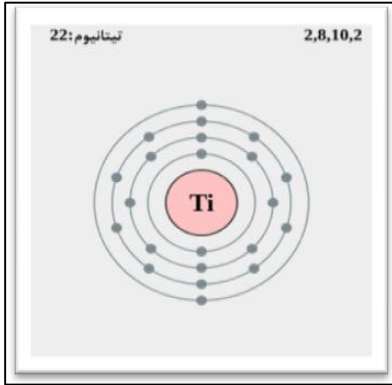
شكل السكندنيوم مع اللامعادن الأخرى كالبور والسليسيوم مركبات لا تتفق مع التكافؤ العادي كالمركب $ScSi_6$.

5 - مجال استعمال السكندنيوم

نظرا لقلّة أهمية السكندنيوم التكنولوجية فإنّ كمية قليلة منه يتم إنتاجها من خامات اليورانيوم والتي تحتوي على 0,02% من Sc_2O_3 . ولقد كان هدف استخلاص هذا المعدن تنقيته وتصفيته فقط، إلا أن بروز أهميته النووية أدت إلى إنتاجه بكميات كبيرة.

22 - عنصر التيتانيوم $^{48}_{22}Ti$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للتيتانيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	22
العدد الكتلي (A)	48
الوزن الذري الغرامي (g)	47,9
نصف القطر الذري (°A)	1,47
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	4,51
درجة الانصهار (°C)	1688
درجة الغليان (°C)	3260
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	658
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,54
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	0,023

1 - ما هو عنصر التيتانيوم؟

التيتانيوم عبارة عن معدن فضي اللون لمّاع ومقاوم للتآكل وكثافته منخفضة، يعد التيتانيوم من العناصر القاسية وهو شبيه ببعض أنواع الفولاذ من حيث قساوته لكنه أخف بمقدار 45%. وهو لا يتمتع بخاصية مغناطيسية ملحوظة كما أنه ضعيف الناقلية الحرارية والكهربائية.

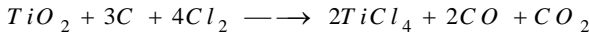
2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف التيتانيوم عام 1791م من قبل الكيميائي البريطاني "Gregor"، اشتق اسمه من الأسطورة الإغريقية، حيث Titans آلهة عملاقة و Gaia أبناء الأرض و Uranus السماء إشارة إلى المقاومة الكبيرة لهذا المعدن.

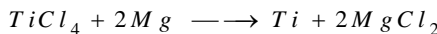
يظهر التيتانيوم بشكل طبيعي كمكوّن لبعض الرسوبيات الفلزية، ويرتبط دائما مع عناصر أخرى في الطبيعة. يأتي ترتيبه التاسع من حيث وفرة بين العناصر في القشرة الأرضية والسابع بين المعادن. يتوزع بشكل واسع في فلزات القشرة الأرضية ومن أهم فلزاته ذات المردود الاقتصادي نذكر: الروتيل TiO_2 والايلمنيت $FeTiO_3$ رغم أنهما لا يتواجدان بتركيز معتبرة. يوجد التيتانيوم في كافة الأشياء الحية تقريبا وفي الصخور والتربة والمياه. ومن أهم مركباته الأكثر وجودا أكسيد التيتانيوم ومركب رباعي كلوريد التيتانيوم وثلاثي أكسيد التيتانيوم.

3 - طرق استحصال التيتانيوم

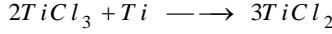
يلجأ في الصناعة للحصول على معدن التيتانيوم الصافي إلى طريقة الاختزال الحراري لرابع كلوريد التيتانيوم $TiCl_4$ باستخدام معدن ما كمعدن المغنيزيوم Mg. وبهذه الطريقة يتم إمرار تيار من غاز الكلور على الإيلمنيت أو الروتيل المسخن مع الكربون بدرجة 900°م فيتشكل بخار رابع كلوريد التيتانيوم الذي يتحول إلى سائل عند درجة الحرارة 136°م، يقطر السائل تقطيرا مجزئا للحصول على $TiCl_4$ النقي.



يختزل بخار رابع كلوريد التيتانيوم تحت الضغط الجوي بواسطة المعدن Mg المنصهر بدرجة حرارة 800°م بجو من الأرجون إلى معدن التيتانيوم كما هو موضح في المعادلة:

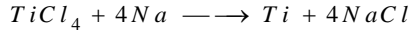


يستخلص كلوريد المغنيزيوم $MgCl_2$ المنصهر والمتبقي من وسط التفاعل عندما تبلغ نسبة معدن Mg المستهلك 60% تحاشيا لتفاعل ثانوي لاحق قد يحصل كما في المعادلتين:



يتم هذا الاستخلاص بتبريد وسط التفاعل وسحق الكتلة الصلبة المتشكلة ميكانيكياً ثم غسل مسحوق الكتلة بحمض مخفف. يفصل معدن المغنيزيوم وكلوريد المغنيزيوم عن معدن التيتانيوم من وسط التفاعل بعد ذلك بالتقطير تحت ضغط منخفض.

يمكن كذلك الحصول على معدن التيتانيوم باختزال رابع كلوريد التيتانيوم بالصوديوم المنصهر كما في المعادلة:



4 - الخواص الكيميائية للتيتانيوم

يعتبر عنصر التيتانيوم عنصراً خاملاً كيميائياً عند درجة الحرارة العادية ونشط عند الدرجات المرتفعة، لذا يتفاعل مع المواد التالية عند الدرجات المرتفعة من الحرارة:

1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل التيتانيوم مع الأكسجين أو الهواء حسب التفاعل التالي:



الأكسيد الناتج عبارة عن مادة بيضاء اللون، صعبة الانحلال في ماء والحموض والأسس الممددة.

2.4 - التفاعل مع الهالوجينات

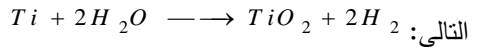
يتفاعل التيتانيوم مع الهالوجينات وفق التفاعل التالي:



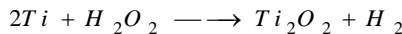
في حالة الكلور

3.4 - التفاعل مع الماء

يتفاعل التيتانيوم مع الماء ويتشكل أكسيد التيتانيوم مع انطلاق غاز الهيدروجين حسب التفاعل



التالي: يتفاعل كذلك مع الماء الأكسجيني مشكلاً فوق أكسيد التيتانيوم وفق التفاعل التالي:



4.4 - التفاعل مع الكربون

يتحد التيتانيوم مع الكربون مكونا TiC حسب التفاعل التالي:



5.4 - التفاعل مع السليسيوم

يتحد التيتانيوم مع السليسيوم لتكوين $TiSi_2$ وذلك حسب التفاعل التالي:



5 - مجال استعمال التيتانيوم

يستخدم التيتانيوم في خلائط عديد من الحديد والألمنيوم والفاناديوم وعناصر أخرى لإنتاج مواد قوية خفيفة في الصناعة الجوية (المحركات النفاثة والصواريخ وفي الصناعات العسكرية)، والعمليات الصناعية (المواد الكيميائية والبتروكيماويات ومحطات إزالة الملوحة وصناعة الورق)، وزراعة الأسنان وأدوات الرياضة والمجوهرات والهواتف النقالة وتطبيقات أخرى. ويستخدم حوالي 95% من فلزات التيتانيوم لتحول إلى أكسيد التيتانيوم لاستخدامه في صناعة الورق والدهانات ومعجون الأسنان والبلاستيك، ويستخدم أيضا في الإسمنت، ولأن مسحوق أكسيد التيتانيوم غير فعال ولا ينفذ الضوء من خلاله كيميائيا، ولذلك يستخدم في كثير من الأدوات البلاستيكية المستخدمة في المنازل لاعطاءها اللون الأبيض.

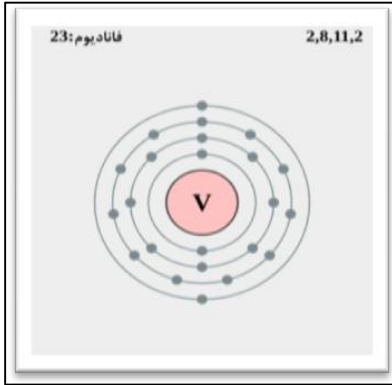
تستخدم قضبان التيتانيوم في عملية في عمليات لحام المبادلات الحرارية والصهاريج والصمامات المستخدمة في الصناعات الكيميائية، وكيمياء النفط بسبب مقاومته للتآكل، كما يستخدم في سيارات ومحركات السباق حيث تكون قلة الوزن ومثانة التجهيزات مهمتين في مثل هذه الحالات. وفي المجال الطبي يستخدم التيتانيوم في سلسلة كاملة من التطبيقات الطبية بما في ذلك أدوات الجراحة والزرع التي يمكن أن تبقى في الجسم لمدة 20 عاما، ويعود السبب في هذه الاستخدامات إلى عدم سميته، وميزاته الحيوية المناسبة.

6 - تأثيره على جسم الإنسان

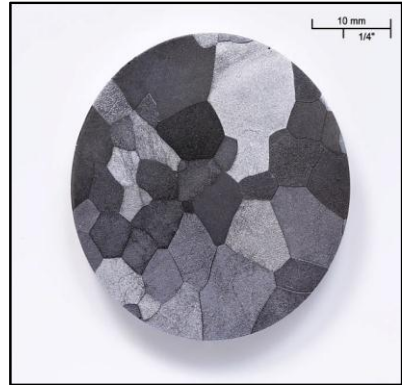
ليس للتيتانيوم أية سمية حتى عند التراكيز العالية، ولا يلعب أي دور طبيعي داخل جسم الإنسان، ويقدر ما يتناول مع الطعام بـ 0,8 ملليغرام من التيتانيوم يوميا، لكن غالبيتها تمر دون أن يمتصها الجسم، غير أنه توجد إمكانية للتراكم الحيوي في النسيج الحاوية على السليكا.

23 - عنصر الفناديوم $^{51}_{23}\text{V}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للفناديوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	23
العدد الكتلي (A)	51
الوزن الذري الغرامي (g)	50,941
نصف القطر الذري (°A)	1,34
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	6,11
درجة الانصهار (°C)	1900
درجة الغليان (°C)	3450
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	6,74
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,63
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	0,048

1 - ما هو عنصر الفناديوم؟

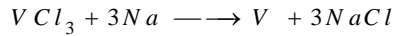
الفناديوم عنصر كيميائي نادر، يتواجد مختلطاً بأملاح معينة، ويستعمل لإنتاج السبائك، وهو واحد من 26 عنصر مشترك متواجد بالكائنات الحية.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

تم اكتشاف الفناديوم من قبل الكيميائي السويدي "N. G. Sefstrom" سنة 1801م، وهو تلميذ Berzéliw، اشتق اسمه Vanadis وهي آلهة الحب والجمال في الأساطير الاسكندنافية، ويرجع هذا إلى الألوان العديدة والرائعة للكثير من مركباته. مركبات الفناديوم واسعة الانتشار ولكنها متباعدة في الطبيعة لذا يعتبر عنصراً نادراً. ومن أهم المركبات التي يتواجد فيها الباترونيت، الأباتيت، الكارنوتيت.

3 - طرق استحصال الفناديوم

يحضر الفناديوم من إرجاع VCl_3 بواسطة الصوديوم أو الهيدروجين حسب التفاعلين التاليين:



يستخلص معدن الفناديوم كذلك من خاماته وفق المراحل التالية:

1.3 - تركيز معقدات الفناديوم في خاماته الأولية بطرق فيزيائية.

2.3 - تحميص الكبريتيد.

3.3 - صهر خامات الفناديوم بقاعدة مؤكسدة في فرن عاكس لكي يتحول فيه معدن الفناديوم إلى فنادات، ومعدن الحديد الشائب إلى مركب الحديد الثلاثي القاعدي. أما أكسيد النيكل فيبقى على حاله.

4.3 - يطحن الخبث الحاصل نتيجة الصهر المحتوي على معدن الفناديوم، ثم يغسل المجموع

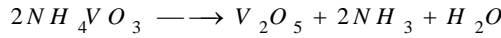
بشكل جيد فنحصل على محلول ميتا فنادات الصوديوم $NaVO_3$.

5.3 - يعالج محلول ميتا فنادات الصوديوم بالأمونيا فتترسب ميتا فنادات الأمونيوم NH_4VO_3 .

6.3 - بعد عدة عمليات ترسيب لميتا فنادات الأمونيوم تحرق هذه الأخيرة فنحصل على خامس

أكسيد الفناديوم وفق المعادلة التالية: $2NH_4VO_3 \longrightarrow V_2O_5 + 2NH_3 + H_2O$

7.3 - يعالج أكسيد الفناديوم الخماسي بالألومنيوم الحراري، فنحصل على الفناديوم الذي تبلغ نقاوته 98%. وللحصول على فناديوم أكثر نقاوة نختزل الفناديوم المتحصل عليه بواسطة الكالسيوم كما في المعادلة التالية:



4 - الخواص الكيميائية للفناديوم

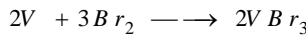
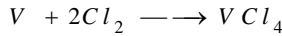
1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل الفناديوم المسحوق مع الأكسجين عند درجات الحرارة العالية وفق التفاعل التالي:



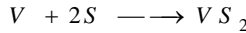
2.4 - التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل الفناديوم مع الهالوجينات عند درجة الحرارة العالية وفق التفاعلات التالية:

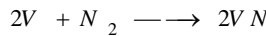


3.4 - التفاعل مع الكبريت

يتفاعل الفناديوم مع الكبريت عند درجات الحرارة المرتفعة:

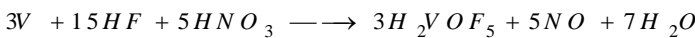


4.4 - التفاعل مع الآزوت



5.4 - التفاعل مع الأحماض

يتفاعل الفناديوم مع الحموض المؤكسدة القوية مثل HNO_3 وفق التفاعل التالي:

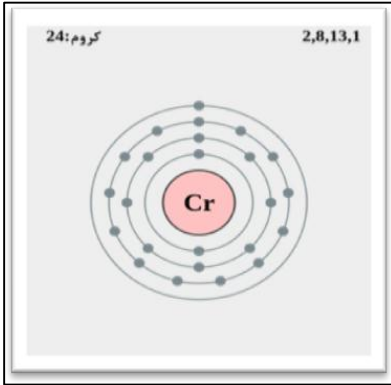


5 - مجال استعمال الفناديوم

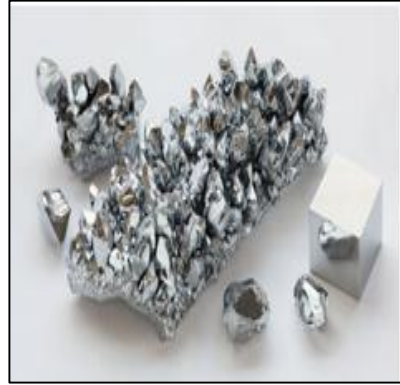
يستخدم معدن الفناديوم في صناعة التعتدين لما له من قوة ومتانة، إذ يزيد من مقاومة المعادن كما يزيد من قوة الفولاذ. يدخل الفناديوم في مركبات الإسمنت فيزيد من قساوتها على أن تجري إضافته لتلك المركبات بدرجة حرارة لا تقل عن 600°م.

24 - عنصر الكروم $^{52}_{24}\text{Cr}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للكروم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	24
العدد الكتلي (A)	52
الوزن الذري الغرامي (g)	51,996
نصف القطر الذري (°A)	1,3
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	7,19
درجة الانصهار (°C)	1875
درجة الغليان (°C)	2665
طاقة التأيين الأولى (KJ/mol)	653
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,66
الناقلية الكهربائية $(\mu \text{ oh m})^{-1}$	0,077

1 - ما هو عنصر الكروم؟

الكروم عبارة عن معدن رمادي فضي، يوجد بشكل طبيعي في الصخور والتربة والنباتات والحيوانات وكذلك في الإنسان. ويوجد متحداً مع عناصر أخرى في صيغة أملاح الكروم التي ينحل بعضها في الماء، ونادراً ما يوجد في الطبيعة على هيئة معدن نقي. هذا، ولا يتبخّر الكروم ولكن وجوده في الهواء يمكن أن يكون على شكل جسيمات. ونظراً لكونه عنصراً فهو لا يتجزأ ولا يمكن إتلافه.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

عزل الكروم عام 1870م من قبل "Vauquelin" في فرنسا، اشتق اسمه من اليونانية Kröma بمعنى لون، أطلق عليه هذا الاسم من طرف "Fourcroy" و "Haüy" نظراً للألوان الكثيرة لمركبات الكروم.

يشكل معدن الكروم 0,02% من وزن القشرة الأرضية، وهو من العناصر المهمة، إذ يوجد في كل مكان، وله ثلاث حالات في الطبيعة: فلز معدني، كروم ثلاثي التكافؤ وسداسي التكافؤ. يوجد الكروم ثلاثي التكافؤ بشكل طبيعي في كثير من الخضار الطازجة والفواكه واللحم والحبوب والخميرة الطازجة. والكروم الثلاثي غير قابل للانحلال نسبياً لذا فهو الشكل الأكثر شيوعاً على سطح التربة حيث تكون عمليات الأكسدة (التي تحول الكروم السداسي من الحالة السداسية إلى الثلاثية) هي الأكثر حدوثاً. كما يوجد الكروم السداسي أيضاً بشكل طبيعي وبشكل ملحوظ في الحالات المشبعة، والكروم السداسي ذواب نسبياً ويمكنه التغلغل بسهولة في التربة والوصول إلى المياه الجوفية التحتية. تكون تراكيز الكروم في الماء والهواء ضعيفة جداً، تتراوح في الهواء عادة بين 0,01 و 0,03 ميكروغرام في المتر المكعب. ومن أهم مركباته: خام الكروميت $(FeCr_2O_3 \cdot FeO)$ و خام كرومات الرصاص $(PbCrO_4)$ الذي يعتبر أقل أهمية من فلز الكروميت.

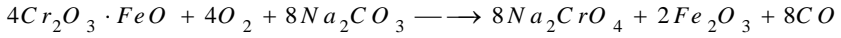
3 - طرق استحصال الكروم

تعتمد الصناعة عند تحضير الكروم طريقتين:

- على شكل خلاط صناعية مهمة (حديد - كروم).
- على شكل معدن نقي صاف.

نحصل على الشكل الأول بالاختزال المباشر لخام الكروميت $(Cr_2O_3 \cdot FeO)$ بالفن العالي الكهربائي (خليط $Fe - Cr - C$) أو بطريقة الألمنيوم الحراري. وللحصول على الشكل الثاني المعدني النقي يجب القيام بعدة عمليات كيميائية تجرى على خام الكروميت وأثناءها نحصل على مركبات مختلفة للكروم، وهذه العمليات هي:

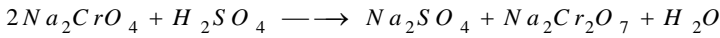
1 - طحن خام الكروميت ($FeCr_2O_4$) ثم أكسدته بالهواء في الدرجة 1200°م بفرن دوار. ويوجد كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) وأكسيد الكالسيوم (CaO) الذي يمنع التصاق المزيج المنصهر بجدران الفرن الكهربائي حيث يتم أثناءها التفاعل التالي:



يعتبر أكسيد الحديد (Fe_2O_3) أحد شوائب التفاعل. كما يتفاعل الألومين (Al_2O_3) والسيليكا (SiO_2) فنحصل على الألومينات (AlO_2^-) أو سيليكات الصوديوم.

2 - غسل الكتلة المتشكلة بالطريقة المعروفة وإذابة الكرومات والكربونات الزائدة مع قليل من الألومينات والسيليكات المرافقة. يرشح المجموع لفصل جميع المركبات غير الذوابة كأكسيد الحديد والسيليكات وأكسيد الكالسيوم والكروميت غير المتفاعلة.

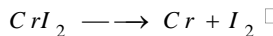
3 - معالجة المحلول الناتج بحمض الكبريتيك (H_2SO_4) الذي يرسب السيليكا والألومين ويفكك كربونات الصوديوم ويحول الكرومات إلى ثاني كرومات ($Cr_2O_7^{2-}$) كما في المعادلة:



يرشح السائل الحاصل لفصل رواسب السيليكا والألومين.

4 - يبخر سائل ثاني كرومات الكبريتات لحد معين لتترسب كبريتات الصوديوم كناتج صناعي ثانوي، أما السائل المتبقي فيحتوي على ثاني كرومات وقليل من الكبريتات لذلك نعالجه بالطريقة التالية:

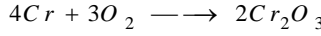
للحصول على مركبات الكروم يجب إبعاد كبريتات الصوديوم كليا، وعليه يجب تركيز محلول ثاني كرومات الصوديوم ثم إضافة محلول مشبع من كلوريد البوتاسيوم له. بما أن ثاني كرومات البوتاسيوم قليلة الذوبان في وسط التفاعل فإنها تنفصل بسهولة. إن الحصول على معدن الكروم النقي جدا عملية صعبة للغاية ولم تستطع الصناعة الوصول إليه، حتى وإن كانت الطريقة المتبعة هي طريقة المنطقة المنصهرة، وذلك لأن لمعدن الكروم ضغطا بخاريا عاليا عند نقطة انصهاره، ولكن الطريقة المقبولة (نوعا ما) في الصناعة لتنقية الكروم هي طريقة "فان اركل" التي تعتمد على تحويل الكروم إلى مركب يوديد، ثم تفكيكه على سلك مسخن:



4 - الخواص الكيميائية للكروم

1.4 - التفاعل مع الهواء

يعتبر الكروم من المعادن الخاملة غير الفعالة في الهواء، إذ يشكل طبقة رقيقة من أكسيد الكروم تحمي المعدن من الأكسدة اللاحقة، وهذه الطبقة هي التي تعطيه اللمعان الجذاب بعد جليهاا تنعيمها. وعند رفع درجة الحرارة في جو من الأوكسجين فان عملية الأكسدة تتم ببطء ويتشكل أكسيد الكروم:



2.4 - التفاعل مع الأحماض

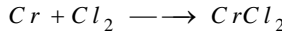
تؤثر الأحماض (H_2SO_4) و (HCl) على الكروم ببطء إلا إذا كان معدن الكروم على شكل مسحوق فإنه يتأثر بسرعة. كما يؤثر فيه حمض النتريك ويشكل عليه طبقة رقيقة من أكسيد الكروم تقي المعدن من التفاعل اللاحق.

3.4 - التفاعل مع اللامعادن

يتحد الكروم مع العديد من أشباه المعادن N, P, S, C, Si, B, Se, Te ويعطي مركبات نصف معدنية.

4.4 - التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل غاز الفلور مع الكروم عند درجة الحرارة العادية، أما بقية الهالوجينات تتفاعل مع الكروم بالتسخين:



5 - مجال استعمال الكروم

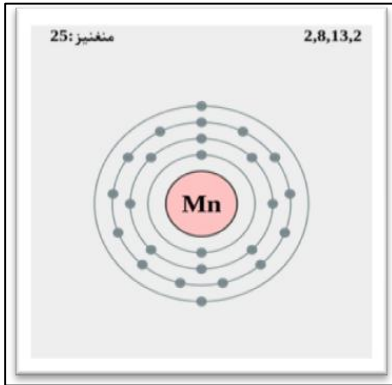
يستخدم الكروم في صناعة الفولاذ وسبائك أخرى، كما يستخدم للطلاء، وكماة إضافية للحد من التآكل. وللكروم شهرة في المركبات الملونة، لذا فقد استخدم أيضا في صناعة الأصبغة والملونات للدهانات، وفي صناعة القرميد في الأفران، ودباغة الجلود وفي حفظ الأخشاب. كما أنه يستخدم على نطاق واسع في تلبيس سطوح بعض المعادن السريعة التأكسد بالهواء كالحديد والفولاذ بغية حمايتها من الأكسدة وإعطائها اللمعان والبريق الجميل.

6 - تأثيره في جسم الإنسان

يمكن للكروم أن يدخل إلى الجسم عن طريق تنفس الهواء وماء الشرب وتناول الطعام. عندما يدخل عن طريق التنفس تتجمع جسيمات الكروم في الرئتين. والجسيمات المتجمعة منها عند أعلى الرئتين غالباً ما تخرج خلال السعال لتنتهي إلى المعدة عن طريق البلع، ويمكن لبعض الجسيمات المتجمعة في عمق الرئتين أن تتحلل، الأمر الذي للكروم بالعبور خلال البطانة الرئوية والوصول إلى مجرى الدم، حيث يدخل في جميع أنحاء الجسم. وهكذا يمر عبر الكليتين ويتردد مع البول خلال عدة أيام. يبيد الكروم الثلاثي سمية قليلة جداً ولم يعرف له أي سبب للسرطان. في حين يمكن أن يكون الكروم السداسي ساماً، كما أنه يسبب السرطان إذا أُدخل عن طريق التنفس. فعندما يستنشق، يمكن له أن يخرب بطانة الأنف والحنجرة ويثير الرئتين وكذلك القناة المعدية - المعوية. وعند دخوله عن طريق البلع، يمكنه إفساد المعدة وتخريب الكبد والكليتين. يعد الكروم السداسي من المواد التي صنفتها وكالة حماية البيئة كمادة مسرطنة للإنسان، وكذلك بناءً على دراسات أجريت على عمال مصانع معالجة الكروم الذين عانوا من سرطان الرئة بعد تعرض مزمن للاستنشاق. رغم ذلك، فإن الكروم السداسي الداخل عن طريق الغذاء لا يسبب السرطان، والسبب في ذلك على الأرجح، أنه يتحول بسرعة إلى كروم ثلاثي بعد دخوله المعدة.

25 - عنصر المنغنيز $^{55}_{25}Mn$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للمنغنيز

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	25
العدد الكتلي (A)	55
الوزن الذري الغرامي (g)	54,938
نصف القطر الذري (°A)	1,35
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	7,43
درجة الانصهار (°C)	1245
درجة الغليان (°C)	2150
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	717
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,55
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	0,0069

1 - ما هو عنصر المنغنيز؟

المنغنيز عبارة عن معدن ذو لون بني لماع، متطاير جدا وهو فيرو مغناطيسي لأن المسافة بين ذرتي منغنيز قصيرة نسبيا مما يؤدي إلى تزاوج غير متواز للعزوم فتظهر صفة الفيرومغناطيسية. يشتمل المنغنيز في الطبقة الخارجية على الكترونيين في المدارs وخمسة الكترونات في المدار d، ودرجة أكسدته نظريا من +1 إلى +5.

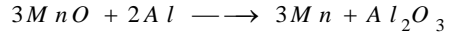
2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف المنغنيز عام 1774م من قبل "Bergman" و "Scheele" و "Gahn" في السويد، اشتق اسمه من اليونانية Magnes بمعنى مغناطيس نسبة إلى خاصية معدنه الخام (Pyrolysite) الذي استعمله الفراعنة في صناعة الزجاج.

يشكل معدن المنغنيز 0,08% من وزن القشرة الأرضية، ويكون على شكل أكاسيد، وأهم فلزاته: البيرولويزيت MnO_2 ، البراونيت $3Mn_2O_3 \cdot MnSiO_3$ ، المانجانيت $Mn_2O_3 \cdot H_2O$.

3 - طرق استحصال المنغنيز

يحصل على المنغنيز بإرجاعه من أكاسيده بالألومنيوم وفق التفاعل التالي:



يتم كذلك تحضير معدن المنغنيز النقي من خام البيرولويزيت الطبيعي (MnO_2) بطريقة الألومنيوم الحراري التي تعطي معدنا ذا نقاوة متوسطة تكفي لتحضير العديد من الخلائط. أما إذا كان خام البيرولويزيت نقيا فإنه لا يختزل إلا بعد تفككه جزئيا بالحرارة، ويعود ذلك إلى تفاعل MnO_2 بعنف مع الألومنيوم. أما تفاعل Mn_2O_3 مع الألومنيوم فيكون لطيفا هادئا:

يختزل أكسيد المنغنيز الرباعي MnO_2 بالتحليل الكهربائي في الوسط المائي إلى MnO، كما نحصل على المنغنيز ذي الشكل MnO باختزال MnO_2 بالتحليل الكهربائي إلى MnO. تستخدم عادة في حوض التحليل أقطاب فولاذية غير قابلة للأكسدة.

4 - الخواص الكيميائية للمنغنيز

من أهم تفاعلات المنغنيز نذكر ما يلي:

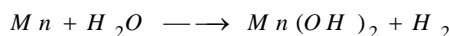
1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل المنغنيز مع الأكسجين ليعطي Mn_3O_4 حسب التفاعل التالي:



2.4 - التفاعل مع الماء

يتفاعل المنغنيز مع الماء وذلك في درجات الحرارة المرتفعة حسب التفاعل التالي:



3.4 - التفاعل مع الهالوجينات

يتحد المنغنيز مع الهالوجينات وذلك في درجات الحرارة المرتفعة ويتشكل MnX_2 حسب التفاعل التالي:



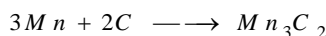
4.4 - التفاعل مع الكبريت

يتحد المنغنيز مع الكبريت مشكلا كبريت المنغنيز حسب التفاعل التالي:



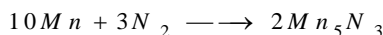
5.4 - التفاعل مع الكربون

يتفاعل المنغنيز مع الكربون ويتشكل Mn_3C_2 حسب التفاعل التالي:



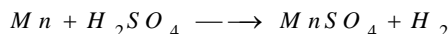
6.4 - التفاعل مع النتروجين

يتفاعل المنغنيز مع النتروجين ويتشكل Mn_5N_3 حسب التفاعل التالي:



7.4 - التفاعل مع الحموض

يتفاعل المنغنيز مع حمض الكبريتيك H_2SO_4 وتتشكل كبريتات المنغنيز الثنائية حسب التفاعل التالي:

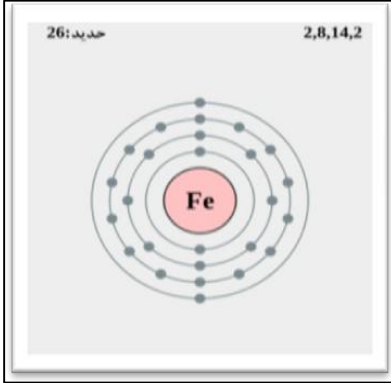


5 - مجال استعمال المنغنيز

يستخدم معدن المنغنيز على نطاق واسع في صناعة التعدين، فهو يصاحب أكسيد الحديد ويدخل في تركيب الفونت جزئيا أو كليا، كما يؤدي معدن المنغنيز دورا هاما في تنقية المعادن فهو يمنع أكسدة المعدن الممزوج به، ويمنع الكبريت من الالتحام بالمعدن المراد تنقيته. يزيد المنغنيز من قساوة الفولاذ ويجعله أكثر مقاومة للكسر فيدعى عندئذ فولاذ هادفيلد إذا كانت نسبة المنغنيز في هذا الفولاذ 14%. يستخدم أكسيد المنغنيز الرباعي مزيلا للاستقطاب في أعمدة لوكلائشيه وفي الدهانات.

26 - عنصر الحديد $^{56}_{26}Fe$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للحديد

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	26
العدد الكتلي (A)	56
الوزن الذري الغرامي (g)	55,847
نصف القطر الذري (°A)	1,26
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	7,86
درجة الانصهار (°C)	1536
درجة الغليان (°C)	3000
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	759
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,83
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	0,099

1 - ما هو عنصر الحديد؟

يتميز معدن الحديد بالللمعان المعدني واللون الفضي، إضافة إلى قابليته للطرق والسحب. تختلف الخواص الفيزيائية لأنواع الحديد اختلافا كبيرا حسب نسبة الكربون فيها، كما في الحديد الزهر والصلب والحديد المطاوع. ومن ناحية أخرى تعتمد الخواص المغناطيسية للحديد على درجة نقائه، فمثلا يعتبر الحديد النقي فيرومغناطيسيا حتى الدرجة 768°م.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

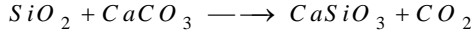
عرف معدن الحديد منذ القدم، اشتق اسمه من اللاتينية *lra* بمعنى غضب إشارة إلى قوة هذا المعدن. يعتبر معدن الحديد المكون الأساسي لقلب الكرة الأرضية، كما يعد المكون الرئيسي في أحجار نيازك السيدرايت. يمثل نسبة 0,5% من تربة سطح القمر، كما يعد الحديد رابع عنصر (بعد الأكسجين والسيليكون والألمنيوم) من حيث الوفرة في صخور القشرة الأرضية، وغالبا ما يوجد في صورة أكاسيد أو أملاح كربونات أو كبريتيد، وأهم خاماته: هيماتايت (Fe_2O_3 Haematite)، ماجنيتايت (Fe_3O_4 Magnetite)، ليمونايت ($2Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$ Limonite)، بيريت (Pyrite)، لكن خام البيريت لا يستخدم غالبا مصدرا للحصول على معدن الحديد، وسبب ذلك هو صعوبة التخلص من الكبريت الموجود فيه. أما الخامات الأخرى فتعد مصدرا للحديد الذي يتم إذابته واستخلاصه من رواسب السيليكات في صورة بيكربونات الحديد ($[Fe(HCO_3)]$) الذي يسهل أكسدته في المحلول.

3 - طرق استحصال الحديد

يتم إنتاج الحديد النقي على نطاق صغير باختزال أكسيد الحديد النقي باستخدام الهيدروجين وطريقة الكربونيل وذلك بتسخين الحديد مع غاز تحت ضغط عال فيتكون خامس كربونيل الحديد $[Fe(CO)_5]$ الذي يتفكك بعد ذلك عند الدرجة 250°م منتجا مسحوق معدن الحديد.

إن الخطوة الأولى في تحويل خام الحديد إلى صلب هي ما يحدث داخل الفرن اللافتح، حيث يتم اختزاله بفحم الكوك، كما يساعد الحجر الجيري على التخلص من الرمل والطفلة في صورة خبث، ثم يصب مصهور الحديد في قوالب ليتم تشكيله حسب ما هو مطلوب، ويسمى هذا المنتج الحديد الزهر الذي يحتوي على نسبة 4% من الكربون، بالإضافة إلى نسب قليلة من Si و Mn و P و S، ويتميز الحديد الزهر بالصلابة غير أنه قابل للكسر، وبالتخلص من الشوائب اللافلزية ينتج الحديد النقي المسمى بالحديد المطاوع المتميز بنقاوته.

تبدأ عملية استخلاص الحديد بشحن الفرن اللافتح بخليط من خام الهيماتايت وفحم الكوك والحجر الجيري ثم يتم إمرار تيار من الهواء الساخن من الأسفل إلى الأعلى، وبذلك يحترق فحم الكوك وتتولد حرارة شديدة ينتج عنها اختزال خام الحديد بينما تتحول الشوائب الرملية إلى خبث بالتفاعل مع الحجر الجيري كما يلي:

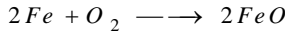


وفي قرار الفرن يطفو مصهور الخبث فوق مصهور الحديد وبذلك يتم فصلهما وجمع كل منهما من خلال فتحات جانبية في جدران الفرن، ثم يعاد شحن الفرن من أعلى بشحنة جديدة من خام الحديد لاستمرار عملية الاستخلاص.

4 - الخواص الكيميائية للحديد

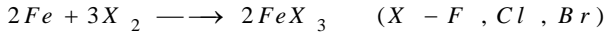
1.4 - التفاعل مع الأكسجين

عند تسخين الحديد تحت ضغط جزئي منخفض للأكسجين نحصل على أكسيد الحديد وذلك حسب التفاعل التالي:



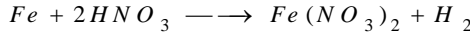
2.4 - التفاعل مع الهالوجينات

تفاعل الحديد مع الهالوجينات وذلك بالتسخين الشديد ليشكل هاليد الحديد وفق التفاعل التالي:



3.4 - التفاعل مع الأحماض

يتأثر الحديد بالأحماض المؤكسدة مثل حمض النتريك وذلك حسب التفاعل التالي:



5 - مجال استعمال الحديد

من أبرز استخدامات الحديد ما يلي:

- استخدامات الحديد الزهر: يستخدم في صناعة الأدوات التي لا تتعرض للصدمات مثل أنابيب المياه وأنابيب الغاز.
- استخدامات الحديد المطاوع: يستخدم في صنع المغناطيسيات الكهربائية المؤقتة المستخدمة في الأجهزة الكهربائية، كما يستخدم في قضبان التسليح المستخدمة في البناء.
- استخدامات الصلب: يستخدم في صناعة السفن وقضبان سكك الحديد والجسور والسيارات.
- أما مركبات الحديد فهي منتشرة في الصناعة، وتستخدم في العديد من الاستخدامات المتخصصة، يستخدم كلوريد الحديد الثلاثي في تنقية المياه ومعالجة مياه الصرف الصحي، وفي صنع القماش وكعامل لتلوين الطلاء، كما يضاف لأعلاف الحيوانات، أما كبريتات الحديد الثنائي فتستخدم لاختزال أملاح الكرومات في صناعة الإسمنت كما يستخدم لعلاج فقر الدم لعنصر الحديد، بينما يستخدم كلوريد الحديد الثنائي كعامل

مختزل في بعض الصناعات العضوية لأعلاف الحيوانات، أما كبريتات الحديد الثنائي فتستخدم لاختزال أملاح الكرومات في صناعة الإسمنت كما يستخدم لعلاج افتقار الدم لعنصر الحديد، بينما يستخدم كلوريد الحديد الثنائي كعامل مختزل في بعض الصناعات العضوية.

6 - تأثيره على جسم الإنسان

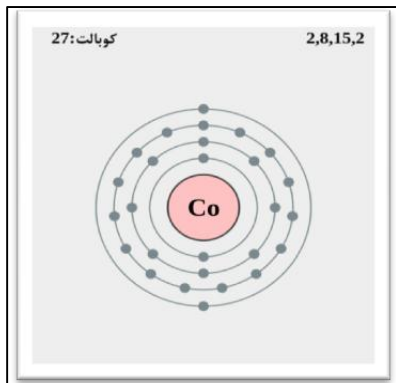
يدخل الحديد كعنصر حيوي أساسي في تركيب العديد من المركبات العضوية والأنزيمات في الكائنات الحية جميعها، بما في ذلك الإنسان، فهو يدخل في تركيب الهيموغلوبين الذي يتكون من معقد بورفيرين الحديد "مجموعة الهيمو" والتي تمثل أهم جزء في الهيموغلوبين، حيث يرتبط فيه أيون الحديد بأربع ذرات نيتروجين بالإضافة إلى ذرة نيتروجين خامسة الهستدين المرتبط بالبروتين، أما المرتبطة السادسة فهي جزيء H_2O . يتمثل دور الهيموغلوبين في نقل الأكسجين في عمليات الأيض.

7 - تأثيره على البيئة

يحتاج النبات لكي ينمو نموا طبيعيا إلى معادن كثيرة أهمها عنصر الحديد لكن Fe^{3+} يتميا في التربة معطيا $Fe(OH)_3$ غير القابل للذوبان، وبالتالي لا يستطيع النبات امتصاصه والاستفادة منه. يؤدي نقص الحديد في النبات إلى خلل واضطراب في النمو، إذ تظهر أوراق النبات مصفرة ويؤثر هذا في إنتاج محاصيل الفاكهة مثل أشجار الموالح كالبرتقال والليمون. ويمكن معالجة هذه المشكلة الزراعية بإمداد الجذور بمحلول $Fe^{3+} - EDTA$ الذائب الذي يصل إلى جذور الأشجار.

27- عنصر الكوبلت $^{59}_{27}\text{Co}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للكوبلت

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	27
العدد الكتلي (A)	59
الوزن الذري الغرامي (g)	58,933
نصف القطر الذري (°A)	1,25
الكتلة الحجمية (g/cm ³)	8,9
درجة الانصهار (°C)	1495
درجة الغليان (°C)	2900
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	0,758
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,88
الناقلية الكهربائية (μ ohm) ⁻¹	0,172

1 - ما هو عنصر الكوبلت؟

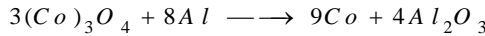
الكوبلت معدن صلب ذو لون أبيض مزرق. يتميز بالخاصية الفرومغناطيسية، ويتميز بالصلابة الشديدة حتى عند درجة الحرارة العالية.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من طرف "جورج برانت" في السويد، وهو من له الفضل في عزل الكوبلت سنة 1735م. اشتق اسمه من الألمانية Kobald مصدر اسم Kobalden التي تعني شيطان الجبال والمناجم. يعد معدن الكوبلت أكثر انتشارا ووفرة إذ يبلغ 29 ppm، يعتبر من حيث ترتيب وفرته في القشرة الأرضية العنصر الثلاثين، وأقل عناصر السلسلة الانتقالية الأولى شيوعا. يوجد معدن الكوبلت في خامات: أسمالتايت $CoAs_2$ ، وكوبلتايت CoAsS، بلينايت $(Co)_3S_4$. وتوجد أهم هذه المصادر في إفريقيا وكندا وأستراليا وروسيا.

3 - طرق استحصال الكوبلت

تتم في بداية العملية تحميص الخام للتخلص من بعض الشوائب في صورة خبث، يلي ذلك إضافة حامض الكبريتيك إلى المتبقي من الخام، فلا يذوب النحاس وإنما يذوب كل من Co و Ni و Fe، ثم يترسب الكوبلت باستخدام هيبوكلوريت الصوديوم، ثم يلي ذلك اختزال أكسيد الكوبلت بتسخينه مع الفحم النباتي أو الألومنيوم وبذلك يمكن الحصول على معدن الكوبلت كما يلي:

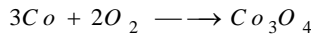


أما الكوبلت النقي يمكن الحصول عليه من التحليل الكهربائي لمحلول مائي يحتوي على كبريتات الكوبلت الثنائي مع كبريتات الأمونيوم.

4 - الخواص الكيميائية للكوبلت

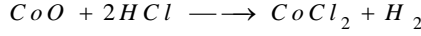
1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يعتبر معدن الكوبلت أقل نشاطا من الحديد فلا يتأثر الأكسجين الجوي في درجات الحرارة العادية، ولكن عند تسخينه يتأكسد في البداية إلى Co_3O_4 فإذا استمر التسخين إلى 900°م يتكون CoO:



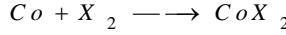
2.4 - التفاعل مع الأحماض

يتميز الكوبلت بقابليته للذوبان ببطء في الأحماض المعدنية، ويحل محل الهيدروجين الذي يتصاعد حسب التفاعل التالي:



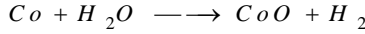
3.4 - التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل الكوبلت مع الهالوجينات حسب التفاعل التالي:



4.4 - التفاعل مع الماء

يتفاعل الكوبلت مع الماء لينطلق غاز الهيدروجين:



5.4 - التفاعل مع الكبريت والكربون

يتفاعل الكوبلت مع كل من الكبريت والكربون حسب التفاعلين التاليين:



6.4 - التفاعل مع السيليكون

يتفاعل الكوبلت مع السيليكون حسب التفاعل:



5 - مجال استعمال الكوبلت

يصل الإنتاج العلمي إلى آلاف الأطنان من معدن الكوبلت، لذلك نستخدم نسبة كبيرة منه في إنتاج الكيماويات اللازمة لصناعة الخزف، وكذلك إنتاج الصبغات الزرقاء اللازمة لصناعة الحبر، كما تستخدم بعض مركبات الكوبلت عوامل حفازة في تفاعلات الهدرجة أو نوع الهيدروجين في التفاعلات العضوية.

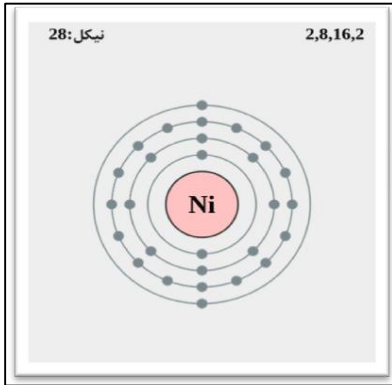
وحيث إنّ للكوبلت خاصية الفرومغناطيسية، فإنه يستخدم في تصنيع المغناطيسات القوية والدائمة في سبيكة معروفة تسمى ألينكو، أما سبيكة ستيليت فتتميز بالصلابة الشديدة حتى عند درجات الحرارة العالية، ولذا تستخدم في تصنيع آلات القطع الصلبة.

6 - تأثيره على جسم الإنسان

- يدخل في تركيب الفيتامين B_{12} ويساهم في تفكيك الكربوهيدرات البروتينات.
- ينتج الحوامض الأمينية ويخلق جزيئات الـ ADN.
- يدعم جهاز المناعة والجهاز العصبي في عملها.
- مسؤول عن مراقبة عمل الخلايا والنمو وتطوير كريات الدم الحمراء.
- الإفراط في تناول الكوبلت يؤثر على القلب.

28 - عنصر النيكل $^{59}_{28}\text{Ni}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للنيكل

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	28
العدد الكتلي (A)	59
الوزن الذري الغرامي (g)	58,71
نصف القطر الذري (°A)	1,24
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	8,9
درجة الانصهار (°C)	1453
درجة الغليان (°C)	2730
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	7,36
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,91
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	0,143

1 - ما هو عنصر النيكل؟

النيكل معدن قاس أبيض اللون مائل إلى الفضي، ينتمي إلى الفلزات الانتقالية، وهو معدن قابل للطرق والسحب ويعتبر عنصرا نشط كيميائيا بشكله الحر فيتفاعل مع أكسجين الهواء ببطء في درجات الحرارة والضغط العادية مشكلا طبقة عازلة من الأكاسيد لهذا السبب يستعمل النيكل غالبا في عمليات الطلب المعدني وفي صناعة الأجهزة المخبرية.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

عزل من قبل العالم السويدي "أكسيل كلونسند" سنة 1750م الذي أفلح في استخلاص فلز النيكل ولكن بصورة غير عالية النقاوة من خام الجرسدورفايت، اشتق اسمه من اللغة السويدية وكلمة Kopparrnickel بمعنى نحاس غير حقيقي.

يعتبر معدن النيكل العنصر الثاني والعشرين من حيث الوفرة في القشرة الأرضية كما يعد المعدن السابع بالنسبة لوفرة العناصر الانتقالية ويوجد معدن النيكل في خام جارنيريت وخام نيكل - فيراس - ليمونيت الموجودة في كوبا وكذلك خام بنتلاندايت الذي يحتوي فقط على 15% من Ni ويوجد هذا الخام في كندا وروسيا وجنوب أفريقيا.

3 - طرق استحصال النيكل

يتم استحصال معدن النيكل من خام الكبريتيد الذي يتم تركيزه في البداية بعملية الطفو، ثم الفصل المغناطيسي وينتج عن ذلك ما يسمى "الخام المركز" الذي يضاف إليه السليكا، ثم يتعرض لعملية التحميص والانصهار. بغرض خفض التركيز حيث يتحول كبريتيد الحديد إلى أكسيد حديد ثم إلى سليكات حديد يتم التخلص منها على هيئة خبث، ثم يترك الخام ليبرد لعدة أيام حتى يتصلب هذا الخام وبعد ذلك يتم تسخينه مع $NaHSO_4$ وفحم الكوك فينتج مصهور الملح Na_2S والذي يذيب كبريتيد النحاس في الطبقة العليا بينما يظل مصهور كبريتيد النيكل طبقة سفلى سوداء اللون، وبعد تبريد الطبقتين يمكن فصل الطبقة السفلى وتحويل كبريتيد النيكل بالتحميص إلى أكسيد النيكل وتستخدم طريقة التحليل الكهربائي في استحصال النيكل حيث يوضع أنود النيكل غير النقي في مواجهة كاثود من النيكل النقي، ويوضع بين القطبين محلول مائي والكتروليت من $NiCl_2$ و $NiSO_4$ ويحدث أثناء التحليل الكهربائي ذوبان للنيكل من الأنود ثم ترسبه على الكاثود بنسبة نقاء تصل إلى 99,9%.

4 - الخواص الكيميائية للنikel

1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل النikel مع أكسجين الهواء ببطء عند درجة الحرارة والضغط العاديين، مشكلا طبقة عازلة من الأكاسيد وفق التفاعل التالي:



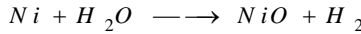
2.4 - التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل النikel الهالوجينات حسب التفاعل:



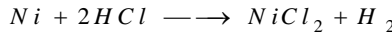
3.4 - التفاعل مع الماء

يتفاعل النikel مع الماء ليشكل أكسيد النikel وانطلاق غاز الهيدروجين حسب التفاعل التالي:



4.4 - التفاعل مع الأحماض

يتفاعل النikel مع الحموض الممددة مثل HCl وانطلاق غاز الهيدروجين حسب التفاعل:



5.4 - التفاعل مع الكبريت والكربون

يتفاعل النikel مع كل من الكبريت والكربون حسب التفاعلين التاليين:



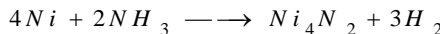
6.4 - التفاعل مع السليكون

يتفاعل النikel مع السليكون حسب التفاعل التالي:



7.4 - التفاعل مع النشادر

يتفاعل النikel مع النشادر وينشأ عن ذلك انطلاقا غاز الهيدروجين حسب التفاعل التالي:



5 - مجال استعمال النيكل

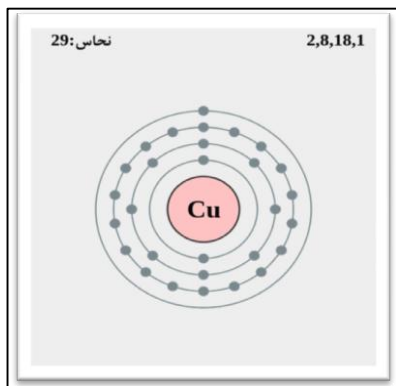
يبلغ الإنتاج العالمي من معدن النيكل حوالي 750 ألف طن سنوياً، يستخدم بعضها في إنتاج السبائك المعدنية، وصناعة الصلب النيكلي الذي كان يستخدم في طلاء الدروع لقوة صلابته. أما الفولاذ الصامد فهو يحتوي على نسبة تصل إلى 8% من النيكل، ويستخدم في صناعة المغناطيس الدائم، ومن السبائك المشهورة أيضاً فضة النيكل أو الفضة الألمانية، وتغطي هذه السبيكة بطبقة من الفضة بالطلاء الكهربائي، وتستخدم في صناعة أدوات المائدة مثل الملاعق وغيرها.

6 - تأثيره في جسم الإنسان

يعدّ النيكل خطر على الصحة فقط في حالة دخوله إلى الجسم، فهو يصنف من المواد المسببة للسرطان عند الإنسان، والتعرض المزمن للنيكل هو أحد عوامل الخطر للإصابة بسرطان الرئة. كما يعد من أكثر المعادن المسببة للحساسية ويمثل 12% من السكان مصابون بالحساسية نتيجة استخدامهم المفرط للنيكل، بالإضافة إلى الإشعاعية المحتملة، فقد تبين أن النيكل يسبب نقصاً في وزن الأعضاء ووزن الجسم.

29 - عنصر النحاس $^{63}_{29}\text{Cu}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للنحاس

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	29
العدد الكتلي (A)	63
الوزن الذري الغرامي (g)	63,54
نصف القطر الذري (°A)	1,28
الكتلة الحجمية (g/cm ³)	8,95
درجة الانصهار (°C)	1083
درجة الغليان (°C)	2595
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	0,745
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	2
الناقلية الكهربائية (μ ohm) ⁻¹	0,596

1 - ما هو عنصر النحاس؟

النحاس عبارة عن فلز محمر اللون يتغير لونه وخصائصه عندما يتحد مع عناصر أخرى مشكلاً مركبات مختلفة، يتواجد في الطبيعة في عدة صور إما منفرداً أو متحدًا على سبيل المثال أكاسيد النحاس مادة لينة قابلة للطرق، تتفاعل كيميائياً أو فيزيائياً مع المصدر الخارجي (O_2) مكوناً الصدأ، ويعد ناقلاً جيداً للكهرباء والحرارة.

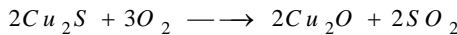
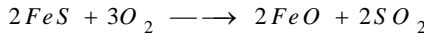
2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف في الشرق الأوسط منذ 3500 سنة قبل الميلاد، وفي سنة 3000 قبل الميلاد تم إضافة القصدير له للحصول على برونز أشد صلابة، اشتق اسمه من اللاتينية Cuprium، اسم جزيرة Chypre حيث وجد أول أثر لاستغلاله.

يعتبر النحاس من المعادن المتوسطة الانتشار في الطبيعة، وهو يشكل 0,012% من وزن القشرة الأرضية، يوجد النحاس الطبيعي النقي بجانب البحيرات لكن أكثره يوجد في بعض المناجم. ومن أهم خاماته: البيريت $CuFeS_2$ والتي تحتوي على 50% من النحاس، والكالكوسيت Cu_2S والكوبريت Cu_2O .

3 - طرق استحصال النحاس

يحضر النحاس من أكاسيده باختزالها بواسطة الفحم. كما أنه يحضر بكمية أكبر من كبريتاته التي تحتوي على فلز الحديد، إذ يؤخذ حوالي 250 طناً. تضاف السليكا إلى النحاس المركز، ثم تسخن في فرن تحت ضغط منخفض وبدرجة حرارة تصل إلى 1400°م وعندما ينصهر FeS يتحول إلى الأكسيد بشكل أسرع من Cu_2S وهكذا. وبإضافة السليكا يتسحق بأسفلها كبريتيد النحاس والحديد. يوضع السائل في محلول يحوي السليكا ويمرر تيار من الهواء خلال المخلوط فيعمل على تحويل المتبقي من FeS إلى FeO ثم إلى الفلز، بينما Cu_2S يتحول إلى Cu_2O ثم إلى فلز النحاس وفق المعادلات التالية:



تتم تنقية النحاس بالطريقة الإلكتروليتية، ثم يفصل النحاس من محلول التحليل الكهربائي المكون من $CuSO_4$ على هيئة شريحة نحاس نقية وترسب الشوائب.

4 - الخواص الكيميائية للنحاس

1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل النحاس بالتسخين في جو من الأكسجين وينتشر أكسيد النحاس:



لكن النحاس يميل إلى تكوين الأكسيد (Cu_2O) عند تسخينه إلى 1000°م حسب التفاعل:



4.2 - التفاعل مع الكبريت

يتفاعل النحاس مع الكبريت ليشكل كبريتيد النحاس حسب التفاعل التالي:

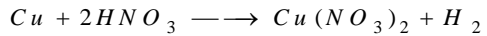


وعند التسخين يتشكل:

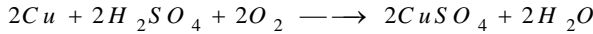


3.4 - التفاعل مع الأحماض

يتفاعل النحاس مع الأحماض المركزة مثل HNO_3 و H_2SO_4 مع انطلاق غاز الهيدروجين:

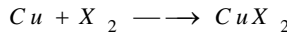


يتفاعل النحاس كذلك مع حمض H_2SO_4 المخفف في وجود الأكسجين حسب التفاعل:



4.4 - التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل النحاس مع الهالوجينات فتتشكل مركبات الهاليدات حسب التفاعل العام:



5 - مجال استعمال النحاس

يعتبر النحاس مصدر مهم في حد ذاته ولذلك تعددت استعمالاته:

1.5 - صناعة الكهرباء

يستخدم في الصناعة الكهربائية لأنه ليس باهظ الثمن مثل صناعة المولدات الكهربائية وكابلات توصيل الكهرباء. بما أنه شديد المقاومة للمحاليل الكيميائية والتوصيل الحراري والكهربائي يستعمل في المباني والمنشآت الكيميائية وأنابيب التدفئة والمنازل.

2.5 - اللحام

تستعمل في الآلات الموسيقية النحاسية مثل الأجهزة والأبواق التي يتم لحامها بالزنك والنحاس. وتستعمل أيضا في صناعة المجوهرات والأسلحة وفي الحرف اليدوي.

3.5 - الغذاء

وجد أن غذاء الإنسان العادي يحتوي ما بين (2 - 5) مغ من النحاس يوميا. ومن أهم استعمالاته:

- يستخدم في الاختبارات التحليلية لصناعة السكر.

يخلط النحاس مع عدد كبير من المعادن الأخرى لإنتاج أكثر من 1000 سبيكة مختلفة لكل منها صفات صناعية تختلف باختلاف المعادن ومن أهم هذه السبائك:

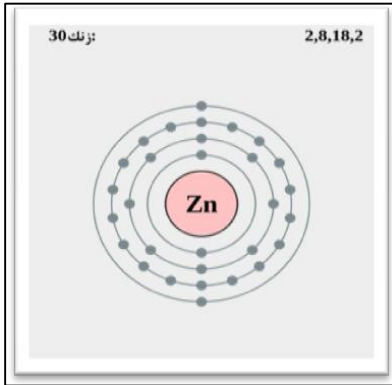
- ❖ سبيكة البرونز: وهي من أهم السبائك، تتميز بالشدّة والصلابة والمقاومة العالية للاحتكاك والاحتفاظ بجودته لمدة طويلة. تستخدم في صناعة الأسلحة مثل السيوف والرماح وعندما يضاف إلى السبيكة نسبة من الرصاص تزيد أغراض استعماله.
- ❖ سبيكة النحاس والنيكل والزنك: تستخدم كأساس لتغطية أنية الطعام مثل الطباق والملاعق والسكاكين بطبقة فضية اللون وفي طلاء المجوهرات.
- ❖ سبيكة البرونز والنحاس والألمنيوم: تتميز هذه السبيكة بالمقاومة الشديدة للتفاعلات وتستخدم في المصافي ومعامل تكرير الملح.

6 - تأثيره على جسم الإنسان

- يدخل في تركيب الكثير من الإنزيمات، وبذلك يحافظ على نشاط وصحة القلب والعظام والأعصاب والدماغ والكريات الحمراء.
- يساعد على استخراج الطاقة من الطعام، وينتج مواد مشابهة للهرمونات تساعد على تنظيم ضغط الدم ونبضات القلب وعلى سرعة التئام الجروح.
- يساعد الجسم في مقاومة الأمراض المزمنة كالسرطان وأمراض الشيخوخة.
- عنصر ضروري يدخل في تكوين المفاصل والأعصاب وهو المسؤول عن حاسة التذوق.
- من المعروف أن الخلايا البيضاء تقاوم العدوى وبذلك إن نقص النحاس يعطل الخلايا البالغة في مقاومتها للمرض.

30 - عنصر الزنك $^{65}_{30}\text{Zn}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للزنك

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	30
العدد الكتلي (A)	65
الوزن الذري الغرامي (g)	65,38
نصف القطر الذري (°A)	1,38
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	7,14
درجة الانصهار (°C)	419,5
درجة الغليان (°C)	906
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	906
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,65
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	0,166

1 - ما هو عنصر الزنك؟

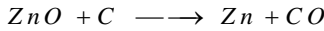
الزنك أو الخارصين أو التوتياء عبارة عن فلز انتقالي رمادي فضي صلب، ولكنه في درجات تتراوح من 100°م - 150°م يصبح قابلاً للطرق والسحب، ومقاوم للصدأ. يشتعل عند حوالي 1000°م معطياً لهبا أبيض. هو معدن ضعيف النفاذية المغناطيسية، كما أنه أكثر هشاشة فيمكن سحقه بالضرب. الزنك معدن موصل للكهرباء ولديه درجة انصهار منخفضة.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

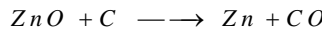
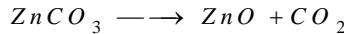
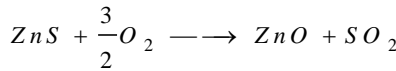
اكتشف معدن الزنك منذ القدم، ويقال بأن اسمه اشتق من الألمانية Zink بمعنى قمم مسننة (نتوء) ويرجع ذلك إلى شكل الراسب المتكون أثناء تحضير الزنك لحظة خروجه من الأفران. يوجد الزنك بنسبة 0,02% من وزن القشرة الأرضية.

3 - طرق استحصال الزنك

يستحصل معدن الزنك غالبا من مركباته الكبريتية، ويتم ذلك بطريقتين حسب تركيزه في الصخر، وذلك إما بالترسيب أو الصهر والحرق، باستخدام غاز ثاني أكسيد الكربون SO_2 الناتج عن صناعة حمض الكبريتيك، ثم يعالج أكسيد الزنك الناتج ZnO بواسطة حمض الكبريتيك المخفف، وبعدها يتم تحليل كبريتات الزنك $ZnSO_4$ المتشكلة كهربائياً على مهبط من الألومنيوم فنحصل على معدن الزنك النقي الذي تبلغ نقاوته 99,95%.



كما يستحصل حسب التفاعلات التالية:

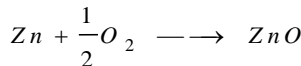


4 - الخواص الكيميائية للزنك

يحتل الزنك مكانا بين المعادن الفعالة كيميائياً ومن أهم التفاعلات نذكر:

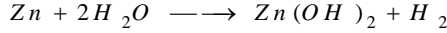
1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل الأكسجين مع الزنك وذلك بالتسخين حيث يتشكل أكسيد الزنك وفق التفاعل التالي:



2.4 - التفاعل مع الماء

يتفاعل الزنك مع الماء مشكلا هيدروكسيد الزنك وانطلاق غاز الهيدروجين حسب التفاعل التالي:



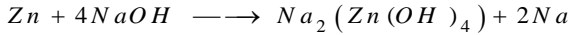
3.4 - التفاعل مع الحموض

ينحل الزنك بسهولة في الحموض، فيرجع HNO_3 الممدد إلى شاردة الأمونيوم حسب التفاعل التالي:



4.4 - التفاعل مع الأسس

يتفاعل الزنك مع الأسس المركزة فيعطي أملاح الزنكات حسب التفاعل التالي:

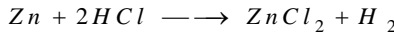


5.4 - التفاعل مع الهاليدات

يتفاعل الزنك مع الهاليدات مشكلا هاليد الزنك وذلك وفق التفاعل التالي:



في حالة تفاعل كلور الهيدروجين مع الزنك ينتج كلوريد الزنك:

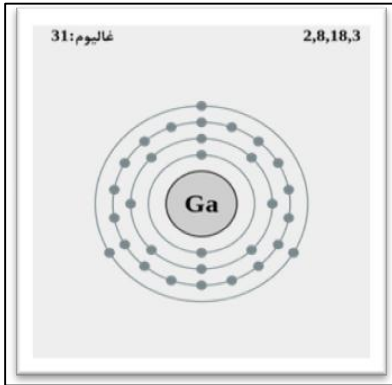


5 - مجال استعمال الزنك

- يستخدم معدن الزنك لأغراض عدة منها تكوين طبقة على سطوح المعادن بنسبة 40% وتتم عملية تكوين هذه الطبقة بعدة طرق منها غمس المعادن في مصهور الزنك أو الرش بالزنك السائل، كما أن كمية كبيرة من معدن الزنك تستخدم في صناعة البطاريات الجافة.
- يستخدم كبريتيد الزنك في دهن لعب الأطفال، فهو أقل ضرر عند استنشاقه.

31 - عنصر الغاليوم $^{70}_{31}\text{Ga}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للغاليوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	31
العدد الكتلي (A)	70
الوزن الذري الغرامي (g)	69,72
نصف القطر الذري (°A)	1,25
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	5,91
درجة الانصهار (°C)	29,78
درجة الغليان (°C)	2250
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	579
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	0,18
الكهروسلبية	1,81
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	0,06

1 - ما هو عنصر الغاليوم؟

الغاليوم عبارة عن معدن أبيض طري، فعال نسبياً. يتميز بأن مجال وجود حالته السائلة كبير، وسائله لا يبلل الزجاج لذا يستخدم سائله في موازين الحرارة وحتى الآن ليس هناك تفسير مقبول لهذا المجال الواسع.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من طرف الكيميائي الفرنسي "ليوك دي بوبودران" عام 1875م وهو أول عنصر اكتشف بالتحليل الطيفي. اشتق اسمه من اللاتينية Galia وهو اسم فرنسا باللاتينية. يعتبر معدن الغاليوم من العناصر النادرة (أجزاء من المليون)، يوجد في فلزات الزنك والألومنيوم والجرمانيوم وأغنى هذه الفلزات لا يحوي أكثر من 1% من الغاليوم.

3 - طرق استحصال الغاليوم

يستحصل الغاليوم بالتحليل الكهربائي لمحاليل أملاحه المائية (وخاصة الكبريتات).

4 - الخواص الكيميائية للغاليوم

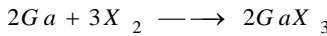
1.4 - التفاعل مع الهواء والأكسجين

يعتبر الغاليوم غير فعال على عكس ما يتوقع، وذلك لتشكل طبقة رقيقة وكثيفة وشفافة من الأكسيد على سطحه، فهو ثابت في الهواء. عند التخلص من طبقة الأكسيد أو بالتسخين يتفاعل الغاليوم مع الأكسجين ويتشكل الأكسيد Ga_2O_3 .



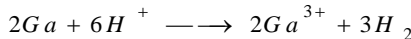
2.4 - التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل الغاليوم مع الهالوجينات حتى في درجة الحرارة العادية عدا اليود، لتشكل الهاليدات GaX_3 .



3.4 - التفاعل مع الحموض

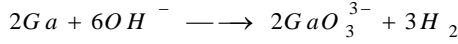
يكون تأثير الحموض الممددة ضعيفاً في الغاليوم ولكن بالتسخين يتأثر بسرعة وذلك لذوبان الطبقة السطحية وبذلك تعطي Ga^{3+} حسب التفاعل التالي:



يذوب الغاليوم في حمض الآزوت المركز والساخن وتتناقص درجة تأثره بالحموض بازدياد نقاوته.

4.4 - التفاعل مع الأسس

يتفاعل الغاليوم مع الأسس وفق التفاعل التالي:



5.4 - التفاعل مع العناصر الأخرى

يتفاعل الغاليوم بالتسخين إلى درجات مرتفعة مع P و S و Se حسب التفاعلات التالية:



5 - مجال استعمال الغاليوم

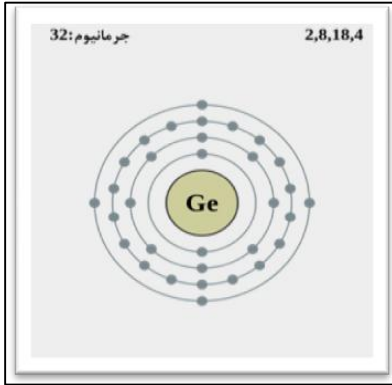
يتسع تدريجيا مجال نشاط مركبات الغاليوم الكيميائية. فهي تستعمل اليوم في الآلات الحاسبة وأجهزة الرادار والخلايا الحرارية والبطاريات الشمسية والأجهزة نصف الناقلة وفي صناعة الصواريخ. وهي تشترك في صنع أجهزة الليزر وتحضير المواد الوضاعة، وتلعب دور الوسيط في عدد كثير من العمليات الهامة في الكيمياء العضوية.

تستعمل سبائك الغاليوم مع الأندنيوم والقصدير كمواد تشحيم أثناء جمع القطع المصنوعة من الكوارتز والزجاج والخزف، ولالصق هذه القطع مع بعضها تحت الضغط. والملاحظ أن مدة استهلاك المحامل تزداد عندما يطلّى سطحها بسبيكة من الغاليوم والأندنيوم. وفي الطب تستعمل مصابيح تعطي أشعة فوق بنفسجية، وكانت كاثودات هذه المصابيح تصنع من الزئبق، ولكن تبين فيما بعد أن سبيكة الألومنيوم مع الغاليوم أفضل من الزئبق لهذا الغرض، فالضوء الذي تصدره هذه المصابيح أغنى بالأشعة المفيدة من ضوء المصابيح السابقة.

للغاليوم قدرة جيدة على عكس الأشعة الضوئية، لهذا فقد جرب في صناعة المرايا ونجح، إذ تبين أن هذا الزجاج لا يتغيش ولا يكمد حتى في درجات الحرارة المرتفعة.

32 - عنصر الجرمانيوم ${}^{73}_{32}\text{Ge}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للجرمانيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	32
العدد الكتلي (A)	73
الوزن الذري الغرامي (g)	72,59
نصف القطر الذري (°A)	1,22
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	5,32
درجة الانصهار (°C)	973
درجة الغليان (°C)	2700
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	762
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	2,0
الناقلية الكهربائية (μ ohm) ⁻¹	$1,45 \cdot 10^{-8}$

1 - ما هو عنصر الجرمانيوم؟

يعتبر الجرمانيوم شبه معدن رمادي اللون وضعيف الناقلية الكهربائية ويمتاز ببنية بلورية مشابهة لبنية الماس. يكون الجرمانيوم النقي في الدرجات المرتفعة من الحرارة نصف ناقل داخلي بسبب وجود الإلكترونات في عصابة التوصيل.

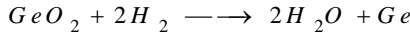
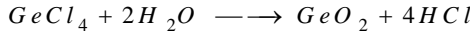
2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف الجرمانيوم عام 1886م من قبل "وينكلر" "Winkler" باتباعه لتنبؤات مندليف. اشتق اسمه من اللاتينية Germania بمعنى ألمانيا وهو اسم البلد الذي اكتشف فيه.

يعتبر هذا العنصر من العناصر النادرة في الطبيعة (10^{-3} % من وزن القشرة الأرضية) وبالرغم من ذلك فهو معروف جدا وذلك بسبب أهميته. ينتشر الجرمانيوم بكميات قليلة جدا في كثير من أصقاع العالم ومعظم خامات الزنك والزرنيخ والقصدير والرصاص والنحاس تحوي بعضه، إلا أن أهم خاماته هي الأرجبروديت (Ag_8GeS_6 argyrodite) ومنها استخرجته وينكلر، والكانيفيلديت ($(Ag_8Sn, Ge)_6S_6$ canfieldite) والجرمانييت (germanite) $Cu_5(Cu, Fe)_6AsGeS_{12}$ وهو أهمها.

3 - طرق استحصال الجرمانيوم

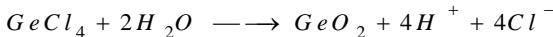
يحضر الجرمانيوم من التسخين الشديد لخاماته مع حمض كلور الماء فيشكل $GeCl_4$ الذي يعامل بالماء فيشكل GeO_2 الذي يفصل ويرجع بالكربون أو الهيدروجين:



4 - الخواص الكيميائية للجرمانيوم

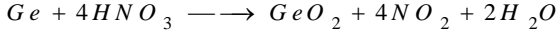
1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل الجرمانيوم مع الأكسجين في درجات الحرارة العالية (575°C) ويشكل الأكسيد GeO_2 ، وهذا الأكسيد يذوب في حمض فلور الماء HF، ويمكن أن يتشكل هذا الأكسيد من حملة $GeCl_4$ بالماء:



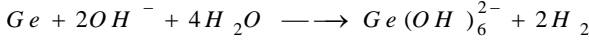
2.4 - التفاعل مع الحموض

يتأثر الجرمانيوم بحمض الكبريت المركز الساخن ببطء فوق الدرجة 90°م ليشكل الأكسيد المميّه $GeO_2 \cdot nH_2O$. يؤثر حمض الآزوت المركز والساخن بشدة في الجرمانيوم ويتشكل الأكسيد المميّه وينطلق NO_2 :



3.4 - التفاعل مع الأسس

يذوب الجرمانيوم في الأسس المركزة والساخنة ويشكل الجرمانات:



4.4 - التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل الجرمانيوم بالتسخين مع الهالوجينات ليشكل GeX_4 :



5.4 - التفاعل مع الكبريت

يتفاعل الجرمانيوم مع الكبريت عند الدرجة الحمراء ليشكل GeS_2 :

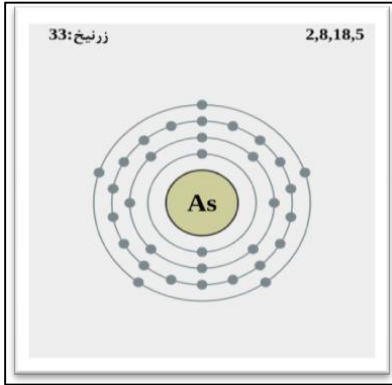


5 - مجال استعمال الجرمانيوم

الاستخدامات الرئيسية للجرمانيوم هي استعماله في الألياف البصرية والبصريات والأشعة تحت الحمراء، إضافة إلى الإلكترونيات والكهرباء من الطاقة الشمسية. يستخدم كذلك في صناعة الأجهزة شبه الموصلة مثل الصمامات الثنائية، بطاريات الطاقة الشمسية والترانزستورات.

33 - عنصر الزرنيخ $^{75}_{33}\text{As}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للزرنيخ

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	33
العدد الكتلي (A)	75
الوزن الذري الغرامي (g)	74,9216
نصف القطر الذري (°A)	1,39
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	1,4
درجة الانصهار (°C)	817
درجة الغليان (°C)	613
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	9,47
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	0,6
الكهروسلبية	2,18
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	0,0345

1 - ما هو عنصر الزرنيخ؟

يعتبر الزرنيخ معدن، وهو جسم بلوري رمادي اللون، هش، لينة وله بريق معدني، وهو ناقل للكهرباء، وله عدة أشكال منها الرّمادي، والبنّي وهو جسم صلب، وأسود وهو جسم شفاف لا بلّوري.

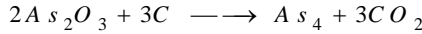
2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف الزرنيخ عام 1649 من قبل شرودر، اشتق اسمه من اللاتينية (Arsenicum). للزرنيخ عدة أشكال متأصلة كالفسفور، وهو مادة بلّورية هشة، رمادية اللون ذات بريق معدني كالفلّاذ، بما أنّ للزرنيخ المعدني بنية تماثرية عالية، لذا فإنه ينصر أو يتجرّ فقط عند تغيير بنيته، يتسامى عند الدرجة 610 تحت الضغط العادي مشكلاً أبخرة ذات لون أصفر ليموني مؤلفة من جزيئات As_4 .

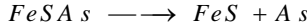
يتشكل بالتكثيف السريع لأبخرة الزرنيخ بلورات لينة ذات لون أصفر مؤلفة من الجزيئات As_4 بصورة مشابهة للفسفور الأبيض P_4 وبالتسخين البطيء يتحول بسرعة إلى الزرنيخ المعدني.

3 - طرق استحصال الزرنيخ

يحضر الزرنيخ باختزال أكسيد الزرنيخ بواسطة الكربون:



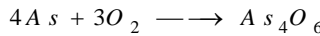
كما يمكن الحصول عليه بتقطير بعض الكبريتيدات المحتوية على الزرنيخ مثل المسكل:



4 - الخواص الكيميائية للزرنيخ

1.4 - التفاعل مع الأكسجين

لا يتأكسد الزرنيخ بسهولة في الهواء عند درجات الحرارة العادية، ولكنه يشتعل عند تسخينه في الهواء مكوناً As_4O_6 حسب التفاعل:



2.4 - التفاعل مع الهيدروجين

يتفاعل الزرنيخ مباشرة مع الهيدروجين معطياً الأرسين AsH_3

3.4 - التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل الزرنيخ مع غاز الكلور معطيا ثالث كلوريد الزرنيخ حسب التفاعل:



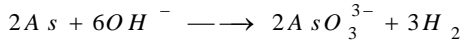
4.4 - التفاعل مع الكبريت

يتفاعل الزرنيخ مع الكبريت بتسخين مكونا ثالث كبريتيد الزرنيخ حسب التفاعل التالي:



5.4 - التفاعل مع الأسس

يتفاعل الزرنيخ مع الأسس مشكلا شاردة الزرنيخية AsO_3^{3-} حسب التفاعل التالي:



5 - مجال استعمال الزرنيخ

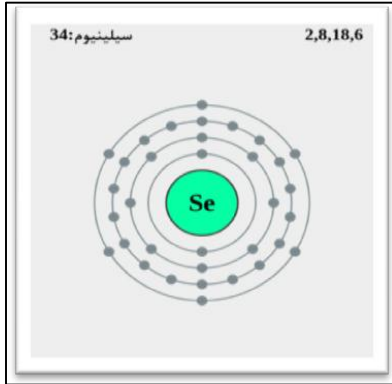
لقد عرف الزرنيخ منذ قديم الزمان بسميته، كان يجري استخدامه في قرون ماضية في معالجة مرض الزهري. كما يستخدم بشكل أساسي في تحضير بعض المبيدات وسم الفئران، ويستعمل أحيانا في صناعة الخزف وفي حفظ الأخشاب، ومادة مرسخة في عمليات الصباغة. يستخدم كذلك في مواد الزراعة مثل: المضادات الحيوية والإضافات الغذائية.

6 - تأثيره على جسم الإنسان

عند ابتلاع مركبات الزرنيخ سرعان ما يتم امتصاصها بنسبة 80 - 90% عبر القناة المعوية المعوية ليجري توزيعها في الدم وصولا إلى الكبد والكلية والرئة والطحال والشریان الأبهر والجلد، يتم إرجاع الزرنيخ الخماسي التكافؤ إلى الزرنيخ الثلاثي التكافؤ في الجسم. وبعدئذ تجري مثيلة هذا الأخير في الكبد لينشأ الحمض الأقل سمية والذي يدعى حمض الزرنيخ الميثيلي والذي يسهل طرحه، ويتم التخلص من أغلب الزرنيخ خلال أسبوع بنسبة 0,9% ولاسيما من الكبد والكلية والطحال في حين يبقى ما يوجد منه في الجلد والدماغ والهيكـل العظمي لمدة زمنية أطول.

34 - عنصر السيلينيوم $^{79}_{34}\text{Se}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للسيلينيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	34
العدد الكتلي (A)	79
الوزن الذري الغرامي (g)	78,96
نصف القطر الذري (°A)	1,4
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	4,79
درجة الانصهار (°C)	217
درجة الغليان (°C)	685
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	0,94
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	1,7
الكهروسلبية	-
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	10 ⁻¹²

1 - ما هو عنصر السلينيوم؟

السلينيوم لافلز يوجد في صورتين أصليتين تعرف إحداهما باسم السلينيوم الفلزي وهي الصورة الثابتة. عند تسخين هذه الصورة في أنبوية مقفلة تتسامى إلى بلورات سوداء اللون، تستخدم في صنع بعض الخلايا الضوئية. أما الصورة اللافلزية للسلينيوم فيتم الحصول عليها عند السماح للسلينيوم المرسب بالتماس مع مذيب مثل الكحول فيتحول السلينيوم إلى بلورات حمراء من السلينيوم اللافلزي.

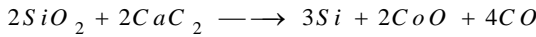
2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "Berzélius" في السويد سنة 1817م، اشتق اسمه من اليونانية Selene بمعنى القمر نظرا لكونه يوجد دائما مع عنصر الذي أخذ اسمه من آلهة الأرض، أي كالأرض والقمر لا يتفرقان.

يوجد السلينيوم بالشكل الطبيعي في القشرة الأرضية بنسبة 10^{-5} % ذرة، وفي النباتات يوجد بنسبة 2,5% ويغلب وجودها على هيئة سلينيديات لبعض الفلزات وهي تشبه الكبريتيدات ومن أمثلتها سلينيديات الرصاص PbSe وسلينييد النحاس Cu_2Se وسلينييد الفضة Ag_2Se وتوجد أحيانا مختلطة بخامات الكبريتيات وفي المنشآت النووية معبئة مثل المفاعلات النووية ومنشآت معالجة الوقود النووي المستنفذ.

3 - طرق استحصال السلينيوم

يحضر السلينيوم التجاري بشكل عنصر رمادي اللون بإرجاع السيليكا بكربيد الكالسيوم، وذلك بالتسخين في فرن كهربائي:



4 - الخواص الكيميائية للسلينيوم

1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يحترق السلينيوم في الهواء بلهب أزرق مكونا أكسيد السلينيوم:

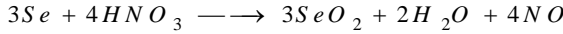


2.4 - التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل السيلينيوم مباشرة مع الهالوجينات ومن أمثلة مركبات السيلينيوم مع الهالوجينات سداسي السيلينيوم SeF_6 ورباعي كلوريد السيلينيوم $SeCl_4$ ورباعي بروميد السيلينيوم $SeBr_4$ وهو يختلف عن الكبريت في أنه يكون مع اليود أحادي يوديد السيلينيوم SeI_2 ورباعي يوديد السيلينيوم SeI_4 .

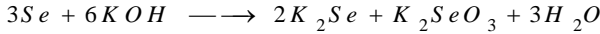
3.4 - التفاعل مع حمض الآزوت

يتأكسد Se بحمض الآزوت الكثيف حتى الحموض:



4.4 - التفاعل مع الأسس

يتفاعل السيلينيوم مع الأسس بالتسخين وفق التفاعل التالي:



5.4 - التفاعل مع الهيدروجين

يتفاعل السيلينيوم مع الهيدروجين مكونا سليينيد الهيدروجين H_2Se :



ومن جهة أخرى نجد أن السيلينيوم لا يتفاعل مع الماء ولا مع الحموض الممددة.

5 - مجال استعمال السيلينيوم

ثمة عدة تطبيقات صناعية يتميز بها السيلينيوم، فهو يستخدم في الخلايا الضوئية والخلايا الشمسية، ومقاييس التعرض لغرض التصوير الفوتوغرافي، وكذلك يستخدم السيلينيوم في تنصیل الزجاج وفي إضافة اللون الأحمر القرموزي إلى الزجاج الشفاف والغشاوات شبه الزجاجية. وله استخدامات إضافية في المقومات والتجهيزات الإلكترونية وكمادة مضافة في الفولاذ العديم الصدأ والخلاتط الأخرى. تستخدم مركبات السيلينيوم كمبيد حشري لمقاومة الحشرات التي تهاجم النباتات الزراعية وكذلك في معالجة أمراض جلدية عديدة.

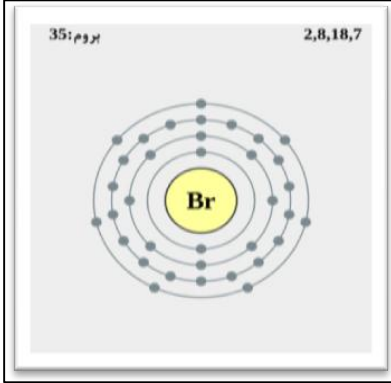
6 - تأثيره على جسم الإنسان

يمكن أن يدخل السيلينيوم الجسم عن طريق تناول الطعام أو شرب المياه أو تنفس الهواء، ويعد الامتصاص المعوي المعدي المصدر الأساسي للسيلينيوم المختزن داخل الجسم لدى عموم السكان.

ويتم امتصاصه بنسبة 80% من السلينيوم الموجود ضمن الغذاء والمركبات اللاعضوية. لا يعد السلينيوم خطرا صحيا إلا في حال دخول الجسم ولا يعد التعرض الخارجي لأشعة غاما مصدر قلق لأن السلينيوم يضمحل عن طريق إطلاق جسيم بيتا بدون أشعاع غاما، وحينما يكون داخل الجسم يبدي السلينيوم خطرا صحيا بسبب جسيمات بيتا التي تنطلق خلال اضمحلاله الإشعاعي ويتزافق خطره الأهم بالاحتمالية المتزايدة للإصابة بالسرطان. ويعد السلينيوم مضاد أكسدة رئيسي يستطيع حماية أغشية الخلايا وبذلك يقلل من خطورة بعض أنواع السرطان وأمراض القلب والأوعية الدموية، ويمكن للتعرض المزمن لمستويات معتدلة منه أن تسبب الإعياء والالتهاب المعدي المعوي وفقدان الشهية المرضي والتتكدس الكبدي.

35 - عنصر البروم $^{80}_{35}Br$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للبروم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	35
العدد الكتلي (A)	80
الوزن الذري الغرامي (g)	79,904
نصف القطر الذري (°A)	-
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	3,12
درجة الانصهار (°C)	-7,2
درجة الغليان (°C)	58
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	1139
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	3,36
الكهروسلبية	2,96
الناقلية الكهربائية (μ ohm) ⁻¹	0,122

1 - ما هو عنصر البروم؟

البروم لافلز، ينتمي إلى عائلة الهالوجينات المكونة للمجموعة 17 من الجدول الدوري للعناصر، وهو سائل أحمر بني، رائحته نفاذة، وله كثافة أكبر من كثافة الماء. لا يذوب البروم في الماء إلا بنسبة صغيرة، وهو يكوّن مع الماء طبقتين، العليا منها هي ماء البروم وتحتوي على نحو 3,6% من البروم عند 10°م، والسفلى منها تتكون من البروم الذي يحتوي على نسبة صغيرة من الماء لا تزيد عن 0,04% فقط، ويذوب البروم بسهولة في الكلوروفورم وفي الإيثر.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف عام 1862م من طرف "بالارد" "A. Balard" في فرنسا الذي سمّاه في أول الأمر Muride قبل أن تعطيه أكاديمية العلوم التسمية الحالية، اشتق اسمه من الكلمة اليونانية Bromos بمعنى رائحة كريهة نتنة.

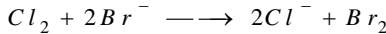
لا يوجد البروم حرا في الطبيعة وذلك لشدة فعاليته الكيميائية، ولكن توجد مركباته بكميات صغيرة في مياه البحار، كما يوجد بكميات متوسطة في الطبقات العليا لرواسب البوتاس على هيئة بروميد البوتاسيوم وبروميد المغنيزيوم.

3 - طرق استحصال البروم

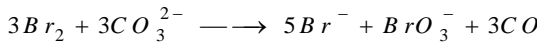
يحضر البروم مخبريا بتأثير مؤكسد قوي على محلول حمضي يحوي شوارد البروميد Br^- مثلا:



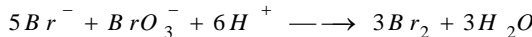
أما صناعيا فيستحصل البروم من طريقة أكسدة شوارد البروميد الموجودة في الأملاح المنحلة في مياه المحيطات أو الأملاح الصخرية. ونظرا لأن هذه الأملاح تحتوي على كميات عالية من شوارد الكلوريد وكميات ضئيلة من شوارد البروميد لذلك يستعمل الكلور عاملا مؤكسدا يؤكسد شوارد البروميد وفق التفاعل التالي:



والبروم المتحرر يكون بتركيز منخفض لذا يجرف من المحلول بتيار من الهواء على عدة مراحل حيث يجمع في غرف خاصة تحوي كربونات الصوديوم التي بدورها تمتص البروم وتفصله عن الهواء:



بتحميض محلول الكربونات تنطلق أبخرة البروم نتيجة التفاعل:



4 - الخواص الكيميائية للبروم

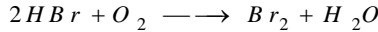
يتفاعل البروم مباشرة مع غاز الهيدروجين، كما يتفاعل مع الكبريت والفسفور ولكنه لا يتفاعل مع الكربون أو الأكسجين أو النتروجين، وهو يتحد بالفلزات مكونا بروميدات تشبه الكلوريدات في خواصها.

1.4 - التفاعل مع الهيدروجين

يتكون بروميد الهيدروجين عند إمرار تيار من غاز الهيدروجين في البروم ثم إمرار الخليط الناتج فوق البلاتين المسخن لدرجة الاحمرار.



يتأكسد بروميد الهيدروجين بسهولة، فهو يتحول في وجود الأكسجين إلى البروم والماء.



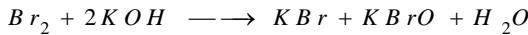
2.4 - التفاعل مع الفلزات

يتفاعل البروم مع بعض الفلزات مباشرة مثل الحديد والقصدير، وغالبا ما يتكون بروميد الفلز ذو التكافؤ الأعلى في هذه التفاعلات مثل بروميد القصدير وبروميد الحديد.

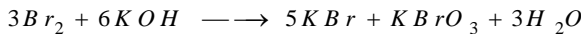


3.4 - التفاعل مع الأسس

يتفاعل البروم مع هيدروكسيد البوتاسيوم على البارد لتكوين بروميد البوتاسيوم وهيبوبروميت البوتاسيوم.

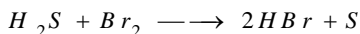


يمكن التعبير عن تكون برومات البوتاسيوم بتفاعل البروم مع هيدروكسيد البوتاسيوم بمعادلة واحدة كما يلي:



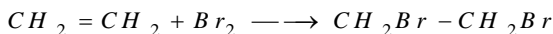
4.4 - الخواص المؤكسدة

يمكن للبروم أو محلوله المائي أن يؤكسد H_2S إلى الكبريت:

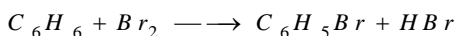


5.4 - تفاعلات الإضافة والاستبدال

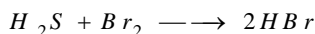
يستخدم البروم للكشف عن وجود الروابط غير المشبعة في المركبات العضوية، وذلك بإضافة محلوله في الكلوروفورم أوفي رابع كلوريد الكربون إلى محلول المادة العضوية في المذيب نفسه، فيختفي لون البروم.



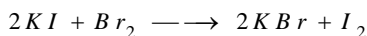
يحل البروم كذلك محل الهيدروجين في بعض المركبات العضوية، ومثال ذلك تفاعله مع البنزين لتكوين البروموبنزين.



يحل البروم كذلك محل الهيدروجين في كبريتيد الهيدروجين.

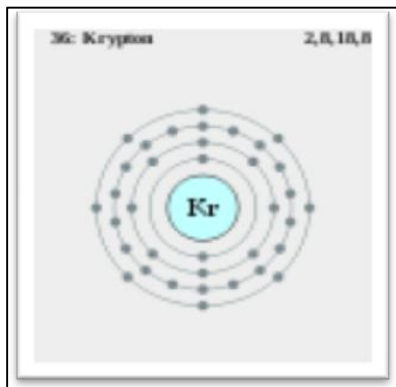


كما يحل محل اليود في مركباته:



36 - عنصر الكريبتون $^{84}_{36}Kr$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للكريبتون

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	36
العدد الكتلي (A)	84
الوزن الذري الغرامي (g)	83,8
نصف القطر الذري (°A)	2,0
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	2,6
درجة الانصهار (°C)	-157
درجة الغليان (°C)	-152
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	1351
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	2,9
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	-

1 - ما هو عنصر الكريبتون؟

الكريبتون عبارة عن غاز عديم اللون ذي وميض أبيض في حالة البلازما، ويتميز بدرجة غليان منخفضة. يتميز هذا الغاز بأنه وحيد الذرة وأنه طبقته الإلكترونية التكافئية تحوي ثمانية إلكترونات،

$$ns^2 np^6.$$

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف الكريبتون عام 1898م من طرف "رامزي وترافرس" في بريطانيا، اشتق اسمه من اليونانية Kruptos بمعنى مخبأ محجوب، والتسمية تلمح إلا صعوبة إيجاد العنصر وعزله، كما تشير إلى ندرته. يوجد غاز الكريبتون في الهواء بنسبة قليلة جداً، وتبلغ نسبته المئوية الحجمية $1.14 \cdot 10^{-4}$.

3 - طرق استحصال الكريبتون

يستحصل الكريبتون من تبخير الهواء السائل، وبما أن نسبته منخفضة جداً في الهواء فإنه يلزم كميات كبيرة جداً منه لاستحصال كمية مناسبة من الكريبتون.

4 - الخواص الكيميائية للكريبتون

أثبتت الدراسات أن الكريبتون من الغازات النبيلة الثقيلة، وبذلك فهو قادر على تشكيل مركبات كيميائية، وأن حالات الأكسدة المفضلة له هي تلك الموافقة لحالات الأكسدة المعتادة والمشباهة للعناصر النموذجية والخاضعة للقاعدة العامة $-2n$; $n = 0, 1, 2, 3$.

كما أن هناك علاقة وطيدة بينه وبين عناصر الفصيلة VII و VI النموذجية مع المرتبطات نفسها، فمثلاً فلوريدات الكريبتون تشابه فلوريدات اليود والبروم والتيلوريوم.

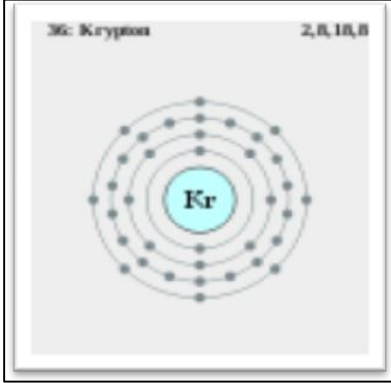
يدخل هذا الغاز بتفاعلات مع معظم المؤكسدات القوية، فلا يتفاعل من العناصر إلا مع الفلور فقط. ويتضمن مشاركة ذرة غاز الكريبتون مع مرتبطات شديدة الكهروسلبية مثل F و O و OsO_2F ...

5 - مجال استعمال الكريبتون

يستخدم الكريبتون في أنابيب الإفراغ، كما يستخدم مع غازات أخرى نادرة في إنارات الفلوريسنت.

37 - عنصر الروبيديوم $^{85}_{37}Rb$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للروبيديوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	37
العدد الكتلي (A)	85
الوزن الذري الغرامي (g)	85,47
نصف القطر الذري (°A)	2,48
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	1,53
درجة الانصهار (°C)	38,9
درجة الغليان (°C)	688
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	403
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	0,8
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	0,08

1 - ما هو عنصر الروبيديوم؟

الروبيديوم معدن ذو مظهر فضي، طري يمكن قطعه بالسكين وذو كثافة منخفضة وناقليته الحرارية والكهربائية عالية. يحتوي هذا العنصر في طبقة الخارجية (التكافؤية) على إلكترون واحد في المدار S يمكن أن يفقده بسهولة ليعطي شاردة موجبة، تتميز مركبات هذا العنصر بكونها بلورية وشاردية، وتتميز مركباته البسيطة أيضا بأنها غير ملونة إلا إذا كانت الشاردة سالبة ملونة.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف الروبيديوم عام 1860م من طرف "كيرشوف" في ألمانيا وذلك خلال الدراسة الطيفية للعناصر الأساسية. اشتق اسمه من اللاتينية rubidus بمعنى أحمر غامق (لأن لون طيفه أحمر غامق). لشدة فعاليته، لا يوجد الروبيديوم بشكل حرفي الطبيعة، إلا أن مركباته واسعة الانتشار.

3 - طرق استحصال الروبيديوم

إن الفعالية العالية لعنصر الروبيديوم تخلق صعوبات جمة عند تحضيره بطريقة التحليل الكهربائي لمصهور أملاحه. لذا تستخدم طريقة إرجاع الأكسيد أو الهيدروكسيد أو الكربونات أو الهاليدات أو الكبريتات أو الكرومات أو النترات لهذا المعدن بمعدن مرجع قوي مثل الصوديوم أو الكالسيوم أو المغنيزيوم أو الباريوم أو الألمنيوم... إلخ عند درجات مرتفعة. إلا أن الطريقة المفضلة لتحضيره هي مزيج كلوريد مع كمية زائدة من قطع الكالسيوم وتسخينها تحت الفراغ عند $700 - 800^{\circ}\text{C}$ ، وعندما يرجع الكلوريد تساق أبخرة المعدن تحت التفريغ إلى المبرد لتتكثف وتجمع.

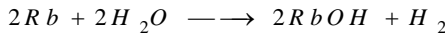
4 - الخواص الكيميائية للروبيديوم

1.4 - التفاعل مع الهواء

يتفاعل الروبيديوم مع الهواء حيث عند تعرضه إلى الهواء الرطب يخبو بريقه بسرعة ويعطي في النهاية طبقة بيضاء، إذ يتشكل في البداية الهيدروكسيد ثم الكربونات.

2.4 - التفاعل مع الماء

يتفاعل Rb مع الماء ويكون التفاعل عنيفا جدا وينصهر المعدن والحرارة المنتشرة تكون كافية لاشتعال الهيدروجين المتحرر، ويتشكل بالإضافة إلى الهيدروجين الهيدروكسيد:

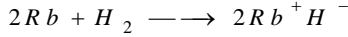


3.4 - التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل الروبيديوم مع الأكسجين بسهولة، ويوجد زيادة من الأكسجين يتشكل فوق أكسيد الروبيديوم RbO_2 بالإضافة إلى الأكسيد العادية.

4.4 - التفاعل مع الهيدروجين

يتفاعل هذا المعدن مع الهيدروجين في المجال $300 - 400^\circ\text{C}$ ، ليشكل الهيدريد (Rb^+H^-) :



5.4 - التفاعل مع أشباه المعادن

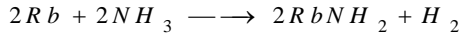
يتفاعل الروبيديوم مع الكبريت والسيلينيوم، ويشكل الكبريتيدات والسليندات حسب التفاعلات التالية:



أما مع الكربون فإنه يتفاعل عند الدرجات العالية من الحرارة ليشكل كربيدات.

6.4 - التفاعلات الأخرى

يغير الروبيديوم من المعادن الأساسية والتي تعتبر أساسا قوية جدا لذلك يستطيع أن يحرر الهيدروجين حتى من الأمونيا. وهذا يتم إما بتفاعل Rb مع غاز النشادر عند الدرجات العالية أو بين Rb وسائل الأمونيا بوجود وسيط وفي كلتا الحالتين يتشكل لأמיד:

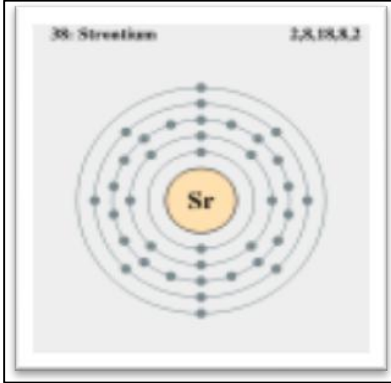


5 - مجال استعمال الروبيديوم

يستخدم في صنع الخلايا الكهروضوئية وأنايبب التفري.

38 - عنصر السترونتيوم $^{88}_{38}\text{Sr}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للسترونتيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	38
العدد الكتلي (A)	88
الوزن الذري الغرامي (g)	87,62
نصف القطر الذري (°A)	2,15
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	2,63
درجة الانصهار (°C)	768
درجة الغليان (°C)	1380
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	549
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,0
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	0,0762

1 - ما هو عنصر السترونسيوم؟

السترونسيوم عبارة عن معدن ذي لون أبيض فضي يزول هذا اللون بالتعرض للهواء نتيجة تأكسده. يتمتع هذا المعدن بناقلية جيدة للحرارة والكهرباء، كما يتميز بالفعالية والكهرجائية المرتفعة. يشكل السترونسيوم تحت الدرجة 215°م بلورات من نموذج المكعبي متمركز الوجه (Fcc) ولكن عند درجات أعلى يشكل نماذج مختلفة.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف السترونسيوم من قبل "كلاپروت" "Klaproth" وعزله "ديفي" عام 1808م. اشتق اسمه من اسم المدينة الاسكتلندية "Strontian" أين اكتشف. لا يوجد هذا العنصر بشكل حر في الطبيعة وذلك لشدة فعاليته، ولكن فلزاته واسعة الانتشار في اليابسة ومياه البحر. وأهم خاماته بشكل كربونات السترونسيوم $SrCO_3$ وكبريتات.

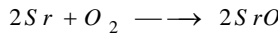
3 - طرق استحصال السترونسيوم

يحضر السترونسيوم بالتحليل الكهربائي لمصهور كلوريد السترونسيوم. ويستعمل معه فلوريد السترونسيوم لتخفيض درجة انصهار $SrCl$ ، حيث يوضع المزيج الملحي في قارب من الحديد المبطن بالغرافيت الذي يشكل المصعد، أما المهبط وهو عبارة عن قضيب حديدي يغمس في مصهور المزيج الملحي حيث يرتفع هذا المهبط مع تشكل قضيب من السترونسيوم. كما يمكن أن يحضر بإرجاع هاليد السترونسيوم بالصوديوم.

4 - الخواص الكيميائية للسترونسيوم

1.4 - التفاعل مع الأكسجين

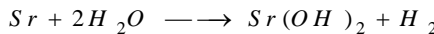
يتفاعل السترونسيوم مع الأكسجين بالتسخين ويتشكل أكسيد SrO وفق التفاعل:



وعند تسخينه في الهواء يتشكل الأكسيد والنتريد معاً Sr_3N و $_{29}SrO$.

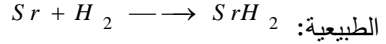
2.4 - التفاعل مع الماء

يتفاعل Sr بسهولة مع الماء وينطلق غاز الهيدروجين وفق التفاعل:



3.4 - التفاعل مع الهيدروجين

يتفاعل Sr بالتسخين مع الهيدروجين ويتشكل هيدريد السترونسيوم وهو مركب ثابت في الشروط

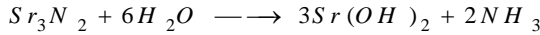


4.4 - التفاعل مع أشباه المعادن

1.4.4 - الآزوت

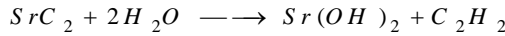
يتفاعل السترونسيوم مع الآزوت بالتسخين إلى درجات مناسبة ويشكل نتريد السترونسيوم ذو الصيغة

Sr_3N_2 وهو مركب يتحلله بسرعة في الماء ويتشكل هيدروكسيد السترونسيوم وينطلق غاز النشادر:



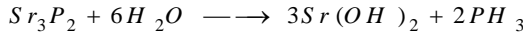
2.4.4 - الكربون

يتفاعل Sr مع الكربون بالتسخين ويتشكل كربيد أو استيليد السترونسيوم ذو الصيغة SrC_2 وتتصف هذه المركبات بأنها تتحلله بالماء وتشكل هيدروكسيد السترونسيوم وتطلق غاز الأسيتيلين:



3.4.4 - الفوسفور

يتفاعل Sr مع الفوسفور بالحرارة ويتشكل فوسفيد السترونسيوم ذو الصيغة Sr_3P_2 والذي يتحلله بسرعة بالماء ويتشكل هيدروكسيد السترونسيوم وينطلق غاز الفوسفين:

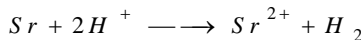


4.4.4 - الهالوجينات والكبريت

يتفاعل Sr مع الهالوجينات جميعها ويتشكل هاليد السترونسيوم SrX_2 ، كذلك يتفاعل مع الكبريت ويتشكل كبريتيد السترونسيوم الذي يتحلله بالماء ويطلق غاز كبريتيد الهيدروجين

5.4 - التفاعل مع الحموض

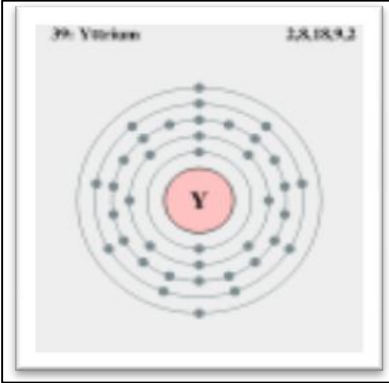
يتفاعل السترونسيوم مع الحموض الممددة مثل HCl و H_2SO_4 وينطلق غاز الهيدروجين:



$^{89}_{39}\text{Y}$

39 - عنصر الإيتريوم

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للإيتريوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	39
العدد الكتلي (A)	89
الوزن الذري الغرامي (g)	88,9059
نصف القطر الذري (°A)	1,78
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	4,47
درجة الانصهار (°C)	1507
درجة الغليان (°C)	2927
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	616
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,22
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	0,0166

1 - ما هو عنصر الإيتريوم؟

الإيتريوم عنصر معدني يرافق عناصر الأتربة النادرة في الطبيعة وهو ذو لون رمادي غامق وقابل للالتهاب عندما يكون مسحوقاً.

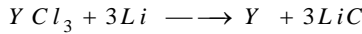
2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "Gadonlin" وهو كيميائي اسكتلندي سنة 1808م، اشتق اسمه من أيتري Ytterby وهي مدينة بالسويد.

يعتبر الإيتريوم من العناصر النادرة في الطبيعة حيث يوجد الإيتريوم في مناجم الانثانيدات الثقيلة على شكل أكسيدات وفي مناجم الجادولينيت.

3 - طرق استحصال الإيتريوم

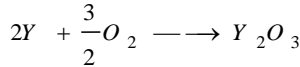
يحضر الإيتريوم بإرجاعه مع كلورده بالليثيوم:



4 - الخواص الكيميائية للإيتريوم

1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل الإيتريوم مع الأكسجين بالتسخين حسب التفاعل:



2.4 - التفاعل مع الهالوجينات

يحترق الإيتريوم بالتسخين مع الهالوجينات مكونا الهاليدات حسب التفاعل:

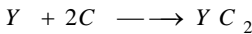


3.4 - التفاعل مع الهيدروجين

يتفاعل الإيتريوم مع الهيدروجين ليعطي المركبات ذات الصيغة (YH_2) جيدة التوصيل كما يمكن أن نحصل على الهيدريد (YH_3) الأكثر ثباتاً.

4.4 - التفاعل مع الكربون

يتفاعل الإيتريوم مع الكربون بالتسخين مكونا كربيدات حسب التفاعل:



5 - مجال استعمال الإيتريوم

يستخدم معدن الإيتريوم في صناعة الطائرات لخفته كما أن ضآلة درجة تفاعله مع النيتروقات تعطيه أهمية كبيرة في التكنيك الذري لبناء المفاعلات الذرية، ويستخدم أكسيده في صناعة الآلات الحاسبة والأدمغة الإلكترونية.

40 - عنصر الزركونيوم $^{91}_{40}\text{Zr}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للزركونيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	40
العدد الكتلي (A)	91
الوزن الذري الغرامي (g)	91,22
نصف القطر الذري (°A)	1,6
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	6,49
درجة الانصهار (°C)	1852
درجة الغليان (°C)	3580
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	660
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,33
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	0,023

1 - ما هو عنصر الزركونيوم؟

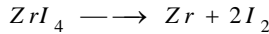
الزركونيوم معدن براق ذو لون أبيض مائل للرمادي ومقاوم للتآكل. وعندما يكون الزركونيوم بشكله المقسم الناعم، فإنه يستطيع أن يشتعل تلقائياً في الهواء، وخاصة في درجات الحرارة العالية، وهو يمتاز بخواص ميكانيكية ممتازة فهو قابل للسحب والطرق، قليل الامتصاص للنيترونات.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف الزركونيوم عام 1824م من قبل "Klaproth" وهو كيميائي ألماني، الزركونيوم والزركون بمعنى لون الذهب باللّغة الفارسية القديمة والعربية نسبة إلى اللون الذهبي للحجر الكريم $ZrSiO_4$. تشكل مركبات معدن الزركونيوم 0,025% من القشرة الأرضية، وهو يوجد بشكل طبيعي في عدد من المعادن، ولكنه لا يظهر بشكل عام في توضعات مركزة إنّ المعدن المعروف بالزر كون (أورثوسيليكات الزركونيوم)، والذي يوجد في توضعات الطمي في قيعان الجداول أو شواطئ المحيطات أو قيعان البحيرات القديمة، هو المصدر التجاري الوحيد للزركونيوم.

3 - طرق استحصال الزركونيوم

يتم استحصاله بمعالجة خاماته بالكربون وغاز الكلور المسخنين لدرجة الاحمرار، إذ نحصل على كلوريد الزركونيوم الرباعي ($ZrCl_4$) المشوب. نختزل كلوريد الزركونيوم هذا بمعدن المغنزيوم بعد تنقيته بإحدى الطرق المتبعة في تعدين التيتانيوم. فنحصل مثلاً على الزركونيوم النقي إذا استخدمنا طريقة يوديد الزركونيوم بعد تفكيكه على سلك مسخن (طريقة فان اركل):



4 - الخواص الكيميائية للزركونيوم

هذا العنصر خامل كيميائياً عند الدرجة العادية من الحرارة ونشط عند الدرجات المرتفعة، لذا يتفاعل مع المواد التالية عند الدرجات المرتفعة من الحرارة.

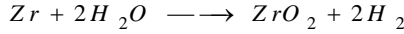
1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل الزركونيوم مع الأكسجين بالتسخين ويتشكل ZrO_2 حسب التفاعل التالي:



2.4 - التفاعل مع الماء

يتفاعل الزركونيوم مع الماء فيتشكل أكسيده وينطلق غاز الهيدروجين:



3.4 - التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل الزركونيوم مع الهالوجينات، فيتشكل هاليد الزركونيوم وفق التفاعل التالي:



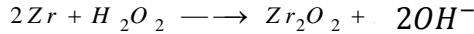
4.4 - التفاعل مع أشباه المعادن

يتحد الزركونيوم مع أشباه الفلزات B, C, N, S عند الدرجة 1000°م وذلك حسب المعادلات التالية:

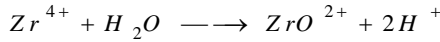


5.4 - التفاعل مع الماء الأكسجيني

يتفاعل الزركونيوم مع الماء الأكسجيني مشكلا فوق الأكسيد:



أملاح الشوارد Zr^{4+} عديمة اللون وهي أكثر ثباتا في المحاليل وعند حلمتها نحصل على:



5 - مجال إستعمال الزركونيوم

الزركونيوم مقاوم جدا للتحل الذي يحدث بوجود العديد من الأحماض والقلويات الشائعة وكذلك ماء البحر، ولهذا السبب يستخدم بشكل مكثف في الصناعة الكيميائية حيث تستخدم العوامل الحادة. ويستخدم الزركونيوم كذلك في أنابيب التخلية، في الفولاذ وفي أجهزة العمليات الجراحية ومصابيح التصوير الوامضة وكبسولات التفجير وشعيرات المصابيح. وهو يستخدم كذلك في مستحضرات اللبلاط السام على شكل كربونات ونشير إلى أن الزر كون المعدني يتصف بقرينة انكسار مرتفعة، ويستخدم كمادة حجر كريم. أما أكسيد الزركونيوم غير النقي فإنه يستخدم في بوتقات المخابر التي تستطيع مقاومة الصدمة الحرارية، وكذلك تطبين أفران التعدين، كما يستخدم في صناعة الزجاج

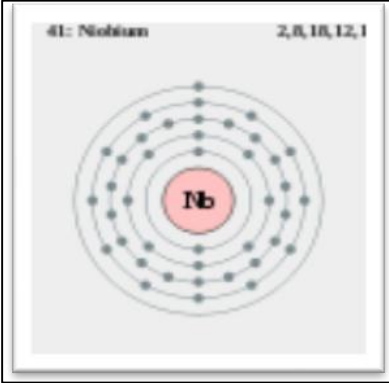
والسيراميك كمادة مقاومة. هذا ويملك الزركونيوم مقطعا عرضيا خفيض الامتصاص للنترونات، مما يجعله مادة مثالية للاستخدام في تطبيقات المفاعلات النووية.

6 - تأثيره في جسم الإنسان

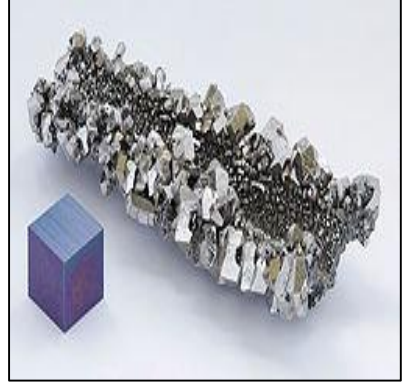
يمكن للزركونيوم أن يدخل الجسم عن طريق تناول الطعام أو شرب المياه أو استنشاق الهواء. وبعد الامتصاص المعوي من الطعام والمياه المصدر الأساسي للزركونيوم المتواجد داخلها لدى عامة الناس. ويتوضع حوالي نصف الزركونيوم - الذي يصل إلى الدم - في الهيكل العظمي حيث يتميز بعمر نصف بيولوجي يساوي 8000 يوم. أما النصف الآخر فيتوضع في جميع الأعضاء المتبقية وكذلك في أنسجة، وبما أن الزركونيوم لا يؤلف مكونا أساسيا من المكونات المعدنية للعظام، فإن الكمية المتواجدة منه في الهيكل العظمي يفترض أن تبقى على السطوح العظمية دون أن يتم امتصاصها إلى داخل كتلة العظام. لا يشكل الزركونيوم خطرا على الصحة إلا في حال دخوله داخل الجسم.

41 - عنصر النيوبيوم ${}^{92}_{41}\text{Nb}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للنيوبيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	41
العدد الكتلي (A)	92
الوزن الذري الغرامي (g)	92,9064
نصف القطر الذري (°A)	1,46
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	4,8
درجة الانصهار (°C)	2468
درجة الغليان (°C)	3300
طاقة التأيين الأولى (KJ/mol)	664
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,6
الناقلية الكهربائية $(\mu \text{ oh m})^{-1}$	0,0693

1 - ما هو عنصر النيوبيوم؟

النيوبيوم فلز طري ونادر ذو لون رمادي، وهو موصل جيد للكهرباء في درجة حرارة منخفضة، كما أنه قابل لسحب وتقل نسبة هذه العملية بازدياد نسبة الشوائب علاوة على ذلك له مقاومة عالية ضد التآكل.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "Hatchett" في بريطانيا سنة 1801م، من اليونانية "Niobé" وهو اسم ابنة تيتالوس، آلهة الحزن في الأسطورة الإغريقية وهذا للعلاقة بين هذا العنصر وعنصر التانتال حيث اعتقد في البداية أنهما عنصران بخواص كيميائية شديدة التشابه. يوجد النيوبيوم بنسبة 0,002% من وزن القشرة الأرضية.

أهم خاماته: المعقد نيوبوتيتال وتركيبه $Fe((Nb, Ta)O_3)_2$ ، ويمكن أن تحل ذرة منجنيز (Mn) محل ذرة الحديد، وقد يوجد (Nb) في خام يحوي التيتانيوم أو العناصر الأرضية النادرة.

3 - طرق استحصال النيوبيوم

تكون عملية استخلاص معدن النيوبيوم صعبة للغاية إلا أنّ بدأها يعتمد على تحويل المعدن لأملح الصوديوم الذوابة، وتبدأ العملية بالصهر المؤكسد للفلات في وسط قاعدي ثم إضافة الماء الساخن فنحصل على محلول يحتوي على أيونات نيوبات، تتقالات، تيتانات، تنجستات، موليبدات في حين يبقى الحديد والمنجنيز والسليكون مع المواد غير الذوابة. يفصل المحلول الصودي ويعالج بحمض فنحصل على أحماض أو أكاسيد (Nb). يعالج بمحلول فلوريد البوتاسيوم، بواسطة حمض (HF) المركز فينفصل K_2NbOF_5 القليل الذوبان، يبقى مركب التنتاليوم بمحلول، يختزل أكسي فلورينات البوتاسيوم بمعدن الألومنيوم (Al) فنحصل على معدن النيوبيوم (Nb).

4 - الخواص الكيميائية للنيوبيوم

1.4 - التفاعل مع الأكسجين

لا يتأكسد النيوبيوم بالهواء في درجة الحرارة العادية إلا أنه يتأكسد ببطء في جو من الأكسجين أو الهواء إذا ارتفعت درجة الحرارة إلى 400°م، حيث تتشكل طبقة من أكسدة النيوبيوم تقي بقية المعدن من الأكسدة اللاحقة:



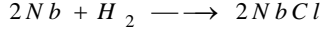
2.4 - التفاعل مع الهالوجينات

يحترق معدن النيوبيوم بارتفاع درجة الحرارة في جو من الكلور، ليتشكل كلوريد النيوبيوم:



3.4 - التفاعل مع الهيدروجين

يتفاعل النيوبيوم مع الهيدروجين حسب التفاعل:



4.4 - التفاعل مع الكبريت

يتفاعل الإيتريوم مع الكربون بالتسخين مكونا كبريدات حسب التفاعل:



5.4 - تفاعلات أخرى

النيوبيوم لا يتأثر بالأحماض ولا بالماء الملكي لكن الحمض الوحيد الذي يؤثر فيه هو حمض هيدروفلوريك (HF) إذ يهاجمه ببطء، كما لا تؤثر فيه القواعد لكنه شديد التأثر بهيدروكسيد الصوديوم (NaOH) أو البوتاسيوم (KOH) المنصهر.

5 - مجال استعمال النيوبيوم

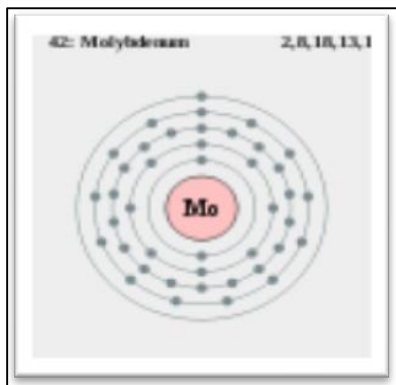
- يستخدم معدن النيوبيوم في الصناعات الكيميائية لعدم تأثره بالأحماض، ويضاف لل فولاذ بغية تثبيت الكربون داخل الفولاذ، ومنع احتواء كبريدات النيكل والكروم داخله. ونظرًا لضعف امتصاصه للنيتروجين فإنه يستخدم غلافًا للوقود النووي.
- يقاوم تأثير الصوديوم المنصهر أو خليط الصوديوم والبوتاسيوم المستخدم لتبريد المفاعلات النووية، كنا يستخدم الخليط Nb_3S_n سبيكة فائقة التوصيل.

6 - تأثيره على جسم الإنسان

- النيوبيوم لم يعرف له دور بيولوجي، بينما غبار النيوبيوم هو مصدر إزعاج العين والجلد.
- النيوبيوم عنصر خامل على نطاق أوسع من الناحية الفسيولوجية وهي غير ضارة، كثيرًا ما تستخدم في صناعة المجوهرات، وجرى اختبار للاستخدام في بعض الزرع الطبي.

42 - عنصر الموليبدنيوم $^{96}_{42}Mo$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للموليبدنيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	42
العدد الكتلي (A)	96
الوزن الذري الغرامي (g)	95,94
نصف القطر الذري (°A)	1,39
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	10,2
درجة الانصهار (°C)	2610
درجة الغليان (°C)	5560
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	685
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	2,35
الناقلية الكهربائية $(\mu \text{ oh m})^{-1}$	0,211

1 - ما هو عنصر الموليبدينيوم؟

الموليبدينيوم معدن قابل لطرق وسحب بشكل جيد في حالة نقاوته، ويكون هشاً سهل الكسر عند إدخال كمية ضئيلة من الشوائب بها.

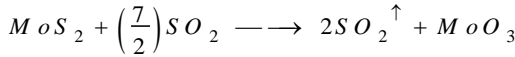
2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "Scheele" في السويد سنة 1782م، اشتق اسمه من اليونانية molubdaina بمعنى الرصاص وهذا للتشابه الكبير بين العنصرين.

يوجد الموليبدينيوم بنسبة 0,001% من وزن القشرة الأرضية فهو لا يوجد حرّاً في الطبيعة، بل يوجد على شكل فلزات ومن أهم فلزاته: مركب الموليبدنيت (MoS_2).

3 - طرق استحصال الموليبدينيوم

نحصل على أكسيد الموليبدينيوم السداسي من حرق خام الموليبدنيت MoS_2 كما في المعادلة:

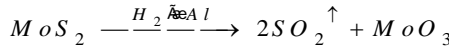


وهو أكسيد متطاير لكننا نفضل إذابته بالأمونيا بغية تحويله إلى موليبدات الأمونيوم ثم بلورة الموليبدات من محلولها بعد الترشيح. نضيف حمضاً ما فيرسب أكسيد الموليبدات MoO_3 مرة أخرى، ثم يذاب هذا الأكسيد بإضافة الأمونيوم له فنحصل على موليبدات أمونيوم من جديد، وبعد بلورتها نحصل على موليبدات نقية ذات تركيب محدد.

ينصهر مسحوق معدن الموليبدينيوم بفرن كهربائي يجو من الأرجون Ar ليعطي معدن الموليبدينيوم.

يختزل الأكسيد MoO_3 أحياناً الكربون، ولكن هذه الطريقة تؤدي إلى التلوث. هناك طريقة أخرى للحصول على معدن الموليبدينيوم النقي وذلك بتحضير مركب كلوريد الموليبدينيوم الثلاثي (

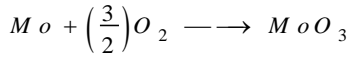
$MoCl_3$). وبالتحليل الكهربائي نحصل على معدن الموليبدينيوم بالشكل:



4 - الخواص الكيميائية للموليبدينيوم

1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل الموليبدينيوم مع الأكسجين عند درجة الاحمرار أو تعطي أكاسيد حسب التفاعل التالي:



2.4 - التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل الموليبيدينوم مع البروم والكلور بالحرارة بينما يتفاعل مع الفلور عند درجة الحرارة العادية، حسب التفاعل العام التالي:



3.4 - تفاعلات أخرى

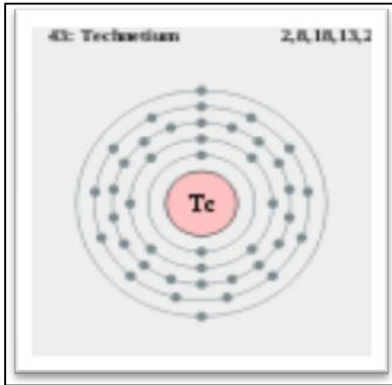
لا يتأثر الموليبيدينوم بالماء والهواء في الدرجة العادية من الحرارة، وتفاعلها مع اللامعادن لا يتم إلا عند الدرجات العالية من الحرارة، وتفاعلها مع الآزوت صعب.

5 - مجال استعمال الموليبيدينوم

- يضاف معدن الموليبيدينوم للحديد لزيادة قوته وتحمله ضد تغير شكله عند ارتفاع درجة الحرارة، كما يضاف المعدن إلى الفولاذ مع قليل من الكربون لجعله مقاوماً للأكسدة اللاحقة، ويدخل معدن الموليبيدينوم في تركيب الفولاذ القاسي المستخدم في صناعة الأدوات التي يستخدمها العمال في الصناعات المختلفة، كما تدخل في خلطات خاصة مع النيكل والكروم والتي تستخدم في صناعة المركبات الفضائية التي تتحمل ارتفاع الضغط والحرارة.
- تستخدم موليبيدات الرصاص في صناعة صبغات ثابتة ذات بريق أخاذ.
- تستخدم مركبات معدني الموليبيدينوم القاسية جداً في تركيب قطع خاصة في جهاز صهر الزجاج وفي صناعة الفولاذ المسقي ذي القساوة العالية وفي المواد البلاستيكية المقواة.

43 - عنصر التكنيسيوم ${}^{98}_{43}\text{Tc}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للتكنيسيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	43
العدد الكتلي (A)	98
الوزن الذري الغرامي (g)	98
نصف القطر الذري (°A)	1,36
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	11,5
درجة الانصهار (°C)	2140
درجة الغليان (°C)	-
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	702
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,9
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	0,067

1 - ما هو عنصر التكنيسيوم؟

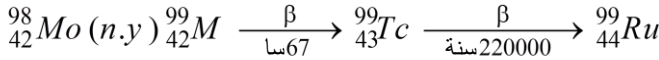
التكنيسيوم هو معدن لونه رمادي فضي يشبه البلاتينيوم ويفقد بريقه ببطء في الهواء الرطب، وقد نتج التكنيسيوم على سطح الأرض بشكل أساسي عن طريق الأنشطة البشرية التي تتضمن مواد قابلة للانتشار.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "Perrier و Segré" في إيطاليا سنة 1937م، اشتق اسمه من اليونانية TechNetos بمعنى مصطنع وهو أول عنصر اصطنع. لا يوجد معدن التكنيسيوم في الطبيعة إلا بنسبة ضئيلة جداً، على شكل تكنيسيوم 99 وهو أحد نواتج إنشطار اليورانيوم U.

3 - طرق استحصال التكنيسيوم

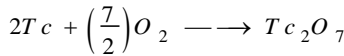
نحصل على معدن التكنيسيوم من قصف معدن الموليبدنيوم $^{98}_{42}Mo$ بنيوترونات ذات طاقة عالية جداً إذ نعد عملياً لتعريض معدن الموليبدنيوم لإشعاعات الفاعل النووي لمدة طويلة من الزمن فنحصل على معدن التكنيسيوم:



4 - الخواص الكيميائية للتكنيسيوم

1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل التكنيسيوم مع الأكسجين معطياً أكسيد التكنيسيوم:



2.4 - التفاعل مع الهالوجينات

يشكل التكنيسيوم بالتفاعل المباشر مع الفلور أو الكلور سداسي الهاليد (TcX_6).

3.4 - تفاعلات أخرى

يشكل معدن تكنيسيوم ببطء في الهواء وبدرجة الحرارة العادية حمض فوق التكنيسيوم ($HTcO_4$)، لا يتأثر معدن التكنيسيوم بحمض الهيدروكلوريك HCl أو HF لكنه يتأثر ببطء بحمض الكبريتيك، ويهاجمه حمض النتريك HNO_3 بعنف مشكلاً حمض فوق التكنيسيوم ($HTcO_4$).

5 - مجال استعمال التكنيسيوم

يعد التكنيسيوم مانعاً جيداً لتآكل الفولاذ، يمكن تأمين الحماية عن طريق إضافة كميات صغيرة جداً فقط أثناء الإنتاج. ولكن هذا الاستخدام محدود بواسطة الطبيعة المشعة للتكنيسيوم، ويستخدم التكنيسيوم عموماً في الطب النووي.

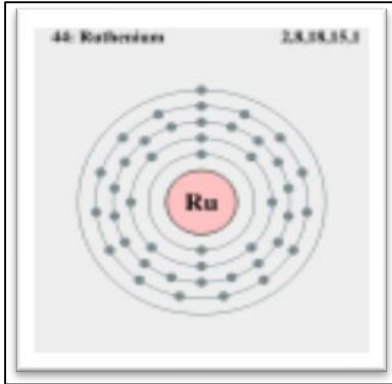
6 - تأثيره على جسم الإنسان

لا يكون التكنيسيوم خطراً صحياً إلا إذا وصل إلى داخل الجسم، وهو لا يمثل خطراً خارجياً لأنه يتحلل عن طريق إصدار جسيم بيتا (β) المنخفض الطاقة نسبياً وبدون أشعة غاما (α). أما التخوف الرئيس فهو استثمار السرطان من قبل جسيمات بيتا التي ترافق اضمحلاله الإشعاعي. ويمكن للتكنيسيوم أن يتركز في عدة أعضاء بحسب تركيبها الكيميائي، وبذلك لا يوجد عضو أساسي مثيل للقلق وهذا أحد الأسباب وراء الاستخدام الواسع للنظير تكنيسيوم القصير الأمد في الطب النووي كوسيلة تشخيص.

$^{101}_{44}Ru$

44 - عنصر الروثينيوم

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للروثينيوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	44
العدد الكتلي (A)	101
الوزن الذري الغرامي (g)	101,07
نصف القطر الذري (°A)	1,34
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	12,2
درجة الانصهار (°C)	2500
درجة الغليان (°C)	4900
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	711
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	2,35
الناقلية الكهربائية (μ ohm) ⁻¹	0,137

1 - ما هو عنصر الروثينيوم؟

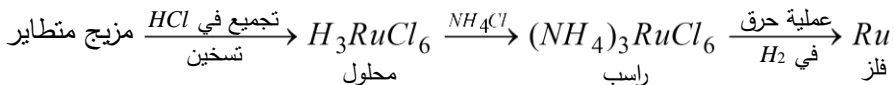
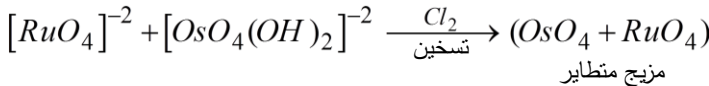
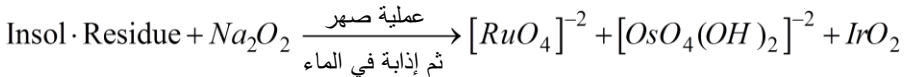
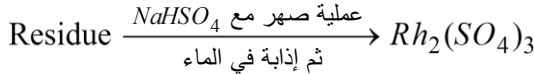
الروثينيوم فلز أبيض قاس متعدد التكافؤ، ينتمي إلى مجموعة البلاتين وهو كمعظم العناصر خامل كيميائياً اتجاه معظم المواد، يتوفر عادة في الطبيعة كمكون بسيط من خامات البلاتين وإنتاجه سنوياً لا يتجاوز الـ 12 طن في جميع أنحاء العالم يستخدم في الوصلات الكهربائية المقاومة للاهتراء وفي إنتاج المقاومات ذات الغشاء السميكة.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل العالم الروسي كلاوس في روسيا سنة 1845م، اشتق اسمه من اللاتينية Ruthénie بمعنى روسيا الاسم اللاتيني للبلد الذي اكتشف فيه. يوجد الروثينيوم في الطبيعة في الحالة الفلزية بنسبة ضئيلة مع معادن البلاتين الموجودة في خامات كبريتيد نيكل - نحاس بجنوب إفريقيا وكندا وفي رمال شواطئ بعض الأنهار في روسيا ويعد هذا المعدن من العناصر النادرة إذ نسبة أن وجودها لا تتجاوز 10^{-6} % من وزن القشرة الأرضية.

3 - طرق استحصال الروثينيوم

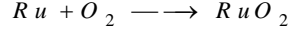
يتم استخلاص معدن الروثينيوم (Ru) من معادن البلاتين التي يمكن الحصول عليها كرواسب على الأنود في التنقية الإلكتروليتية للنikkel. وتبدأ العملية بإزالة المعادن Pt و Pd و Au من الخام بمعالجته بالماء الملكي (HNO₃-HCl)، يلي هذا تسخين الخام مع كربونات الرصاص ثم إضافة حامض النتريك لإذابة الفضة Ag على هيئة نترات فضة، وتبقى بعد ذلك مادة صلبة غير قابلة للذوبان تحتوي على أربعة عناصر هي Ru و Os و Rh و Ir والتي يمكن فصلها كما يلي:



4 - الخواص الكيميائية للروثينيوم

1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل الروثينيوم مع الأكسجين بالتسخين مشكلاً أكسيد الروثينيوم RuO_2 حسب التفاعل:



2.4 - تفاعلات أخرى

معدن الروثينيوم لا يتأثر بالأحماض غير المؤكسدة أو ماء الملكي، لكن يتفاعل بصعوبة عند درجات الحرارة العالية مع اللافلزات ومع العوامل المؤكسدة.

يمكن إذابة معدن الروثينيوم بتعريضها لأبخرة مؤكسدة مثل Na_2O_2 أو $KClO_3$ فيتحول إلى روثينات $[RuO_4]^{-2}$ ، كما يمكنه أن يتفاعل مع الهالوجينات.

5 - مجال استعمال الروثينيوم

- يستخدم ثنائي أكسيد الروثينيوم في تركيب المقاومات ذات الغشاء السميك.
- يستخدم في تركيب بعض السبائك.
- يستخدم نظير الروثينيوم 106، في علاج أورام العين وخاصة الورم الميلانيني.

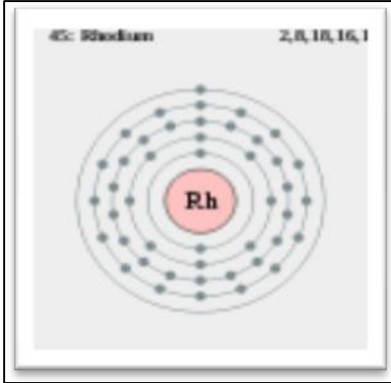
6 - تأثيره على جسم الإنسان

كافة مركباته تسبب التسمم والسرطان وتترك آثاراً من البقع قوية على الجلد، كما أن أكسيد الروثينيوم درجة سميته عالية ومتطاير لذا يجب تجنبه.

$^{103}_{45}Rh$

45 - عنصر الروديوم

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للروديوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	45
العدد الكتلي (A)	103
الوزن الذري الغرامي (g)	102,9055
نصف القطر الذري (°A)	1,34
الكتلة الحجمية (g/cm ³)	12,4
درجة الانصهار (°C)	1966
درجة الغليان (°C)	4500
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	720
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	2,28
الناقلية الكهربائية (μ ohm) ⁻¹	0,211

1 - ما هو عنصر الروديوم؟

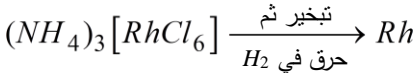
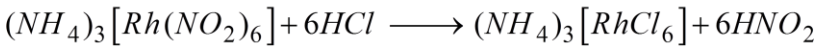
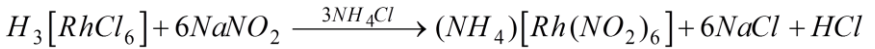
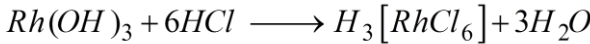
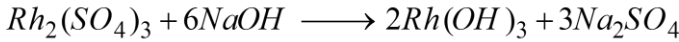
الروديوم فلز نادر لونه أبيض فضي، مقاوم للتآكل وعاكس بشكل كبير، وهو من مجموعة البلاتين، يتواجد في الطبيعة مختلطاً مع خام البلاتين يعد من أعلى المعادن النفيسة على الإطلاق.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "wollaston" كيميائي بريطاني سنة 1804م، اشتق اسمه من اليونانية Rhodon بمعنى وردي لكون لون أملاحه وردية. يعد عنصر الروديوم من المعادن النادرة إذ تبلغ 0,0001ppm من القشرة الأرضية، يوجد في معادن البلاتين ومن أهم خاماته: خامات كبريتيد - نحاس - نيكل، وتحتوي على نسبة 0,1% من الروديوم (Rh).

3 - طرق استحصال الروديوم

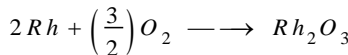
يمكن الحصول على الروديوم انطلاقاً من معادن البلاتين وذلك بعد إذابة Au, Pd, Pt في الماء الملكي وإذابة Ag في صورة ملح نترات وبعد ذلك تبقى مادة صلبة، يتم صهرها مع ملح $NaHSO_4$ ثم يضاف إليها الماء لإذابة الروديوم في صورة $Rh_2(SO_4)_3$ الذي نحصل منه على المعدن كما يلي:



4 - الخواص الكيميائية للروديوم

1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل الروديوم مع الأكسجين بتسخين حتى درجة 600°م حسب التفاعل:



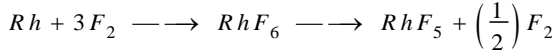
2.4 - التفاعل مع الهالوجينات

يمكن تقسيم هاليدات إلى مجموعتين رئيسية هما:

1 - فلوريدات $RhFn$ حيث $n < 4$.

2 - ثالث هاليد RhX_3 .

توجد الفلوريدات RhF_6 في الحالة الصلبة، وتتميز بقابليتها للتطاير وعدم الثبات الحراري، ويمكن تحضيرها مباشرة من المعن بتفاعله مع غاز الفلور F_2 ، ويؤدي التحلل الحراري لها إلى تكوين فلوريدات RhF_5 كما يلي:



أما الهليدات RhX_3 فهي أكثر الهاليدات استقراراً ويمكن الحصول عليها في صورة لا مائية من تفاعل المعدن نفسه مع الهالوجين.

3.4 - تفاعلات أخرى

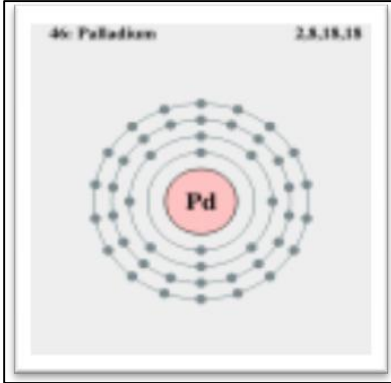
لا يتأثر معدن الروديوم بالأحماض، ولذا يتم استخلاصهما بصهر المعدن مع أحد الأملاح الصلبة.

5 - مجال استعمال الروديوم

نظراً لندرة هذا العنصر (Rh) فإن استخداماته تكون محدودة، فمثلاً يستخدم عاملاً حافزاً في التفاعلات الحفزية، كما تستخدم معقدات Rh مع الفوسفين كعوامل حفازة في تفاعلات الهدرجة.

$^{106}_{46}Pd$ - عنصر البالاديوم

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للبالاديوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	46
العدد الكتلي (A)	106
الوزن الذري الغرامي (g)	106,4
نصف القطر الذري (°A)	1,37
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	12,0
درجة الانصهار (°C)	1552
درجة الغليان (°C)	3980
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	805
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	2,2
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	1,0950

1 - ما هو عنصر البالااديوم؟

البالااديوم فلز انتقالي نادر، وهو من مجموعة البلاتين يتميز بالللمعان المعدني واللون الفضي وكثافة عالية، وقابلية للسحب والطرق، يمكن الحصول عليه على هيئة مسحوق ذي دقائق صغيرة مما يجعلها عوامل حفازة نشيطة.

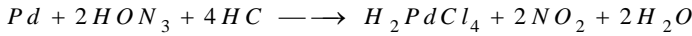
2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "Wooaston" بريطاني سنة 1803م، اشتق اسمه من اسم النيزك Pallas لاكتشافهما في نفس الفترة.

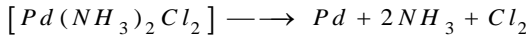
يشكل البالااديوم بنسبة 0,015 ppm من القشرة الأرضية، فهو يوجد مع معادن البلاتين وكذلك في صورة كبريتيد أو زرنخيد في خامات كبريتيد والنحاس والنيكل.

3 - طرق استحصال البالااديوم

يتم استحصال البالااديوم من الخامات المحتوية على معادن البلاتين فبعد طحنها وتحميصها والفصل المغناطيسي لها يتم الحصول على الخام المَكز الذي يعالج بالماء الملكي الذي يذيب Pd كما يلي:



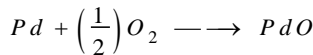
المحلول المحتوي على البالااديوم في صورة H_2PdCl_4 ، يضاف لها بزيادة محلول NH_4OH ثم حامض HCl فيترسب المعقد $Pd(NH_3)_2Cl_2$ الذي يتم حرقه للحصول على معدن البالااديوم النقي كما يلي:



4 - الخواص الكيميائية للبالااديوم

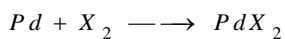
1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل البالااديوم مع الأكسجين عندما يكون ساخنًا إلى درجة الاحمرار:



2.4 - التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل البالااديوم مع الهالوجينات، بشكل هاليد البالااديوم وفق التفاعل:



3.4 - تفاعلات أخرى

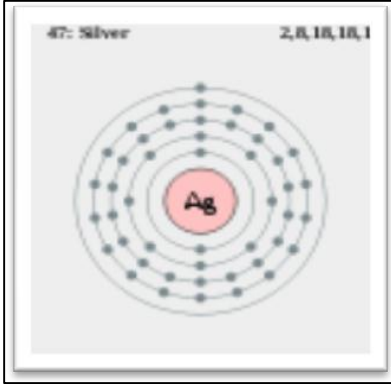
يتميز بقابلية امتصاص الهيدروجين (H^2)، وبقابلية الذوبان ببطء في الأحماض المؤكسدة.

5 - مجال استعمال البالاديوم

يستخدم عاملاً حافزاً في التفاعلات الكيميائية، فمثلاً يستخدم البالاديوم في تفاعلات الهدرجة وتفاعلات نزع الهيدروجين من المركبات العضوية.

47 - عنصر الفضة $^{108}_{47} Ag$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للفضة

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	47
العدد الكتلي (A)	108
الوزن الذري الغرامي (g)	107,87
نصف القطر الذري (°A)	1,39
الكثلة الحجمية (g/cm ³)	10,5
درجة الانصهار (°C)	960,8
درجة الغليان (°C)	2210
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	731
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,93
الناقلية الكهربائية (μ ohm) ⁻¹	0,630

1 - ما هو عنصر الفضة؟

الفضة معدن أبيض اللون وعلى درجة عالية من البريق، يمكن صقله وتلميعه وهو من أكثر المعادن القابلة للسحب والطرق، ومن ناحية توصيلها للحرارة والكهرباء فإنها تتفوق على كل المعادن.

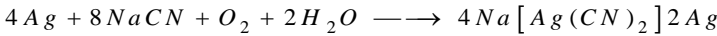
2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل الميلاد، اشتق اسمه من اللاتينية "Argentum"، ومن اليونانية "Argyros" بمعنى بياض لامع وهذا يعود إلى المنظر الطبيعي لهذا العنصر.

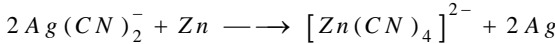
تعتبر الفضة من العناصر النادرة في الطبيعة وهي تشكل $4 \cdot 10^{-6} \%$ من وزن القشرة الأرضية فهي توجد بنسبة قليلة في المنجم وتكون على شكل كبريت، وتتميز باللمعان والبريق وتدعى الأرجنتيت Ag_2S كما توجد الفضة الطبيعية في بعض المناجم مع مركبات أخرى لكنها قد تتحول إلى $AgCl$ تحت تأثير الملح والأملاح، وهذا النوع يوجد في تشيلي وجنوب ويلز.

3 - طرق استحصال الفضة

تحضر الفضة بالطريقة التالية:



ومن ثم تترسب الفضة من المحلول كالتالي:

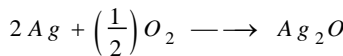


كما يمكن أن تحضر بطريقة التحليل الكهربائي.

4 - الخواص الكيميائية للفضة

1.4 - التفاعل مع الأكسجين

تتفاعل الفضة مع الأكسجين، لتعطي أكسيد الفضة:



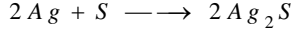
2.4 - التفاعل مع الهالوجينات

تتفاعل الفضة مع الهالوجينات لتعطي هاليدات:



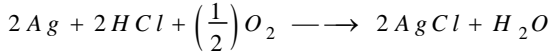
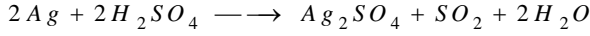
3.4 - التفاعل مع الكبريت

تتأثر الفضة بالكبريت فتتشكل عليها طبقة سوداء من Ag_2S عند تعرضها للجو:



4.4 - التفاعل مع الأحماض

تتفاعل الفضة مع الأحماض H_2SO_4 و HCl حسب التفاعلين:



5 - مجال استعمال الفضة

- تستعمل هالوجينات الفضة الحساسة بالضوء لتحضير طبقات حساسة ضوئيًا على ورق التصوير.
- تستخدم في إنتاج الحلي وطلاء المرايا.
- تستخدم في البطاريات ذات النوعية الممتازة.
- تستخدم في سك النقود المعدنية.

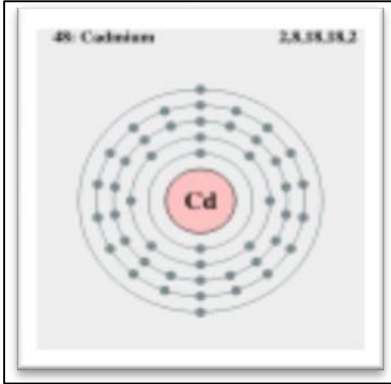
6 - تأثيره على جسم الإنسان

التعرض للأبخرة المتصاعدة من الفضة تسبب دوار، صعوبة في التنفس، صداع. التركيزات العالية من الفضة من الممكن أن تسبب للإنسان إحساس بالنعاس، عدم التركيز، فقد الوعي، الغيبوبة أو الموت.

$^{112}_{48}\text{Cd}$

48 - عنصر الكاديوم

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للكاديوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	48
العدد الكتلي (A)	112
الوزن الذري الغرامي (g)	112,41
نصف القطر الذري (°A)	13,1
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	8,65
درجة الانصهار (°C)	320,9
درجة الغليان (°C)	765
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	867
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,69
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	0,138

1 - ما هو عنصر الكاديوم؟

الكاديوم عنصر فلزي، لين قابل للسحب لونه أزرق يميل إلى البياض، عند غليه تنتج عنه أبخرة صفراء سامة، تسبب مشاكل صحية.

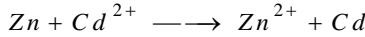
2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "Strominger" في بريطانيا سنة 1817م، اشتق اسمه من اللاتينية "Cadmia"، هو اسم قديم أطلق على كربونات الزنك حيث كان يستخرج من هذه المادة الخام.

توجد مركبات الكاديوم في الصخور بنسبة $10 \times 2^{-5} \%$ وخصوصاً في الصخور التي تحتوي على مركبات الزنك، يوجد أيضاً في مناجم على شكل كبريتيد الكاديوم CdS وتكون نسبة الخام في المناجم قليلة جداً، ونتيجة للتشابه الكيميائي والتماثل البلوري بينه وبين الزنك فإنه يحدث إحلال لكلا المعدنين في الصخور التي تحوي الزنك.

3 - طرق استحصال الكاديوم

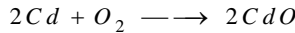
يحضر الكاديوم بفصله عن الزنك بالتقطير أو الترسيب من محلول الكبريتات بواسطة بخار الزنك: Zn



4 - الخواص الكيميائية للكاديوم

1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل الكاديوم مع الأكسجين مباشرة بالتسخين مشكلاً أكسيد الكاديوم حسب التفاعل:



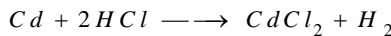
2.4 - التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل الكاديوم مباشرة مع الهالوجينات مشكلاً هاليدات الكاديوم:

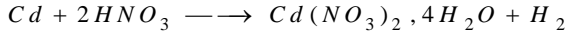


3.4 - التفاعل مع الأحماض

يعطي الكاديوم مع حمض HCl كلوريد الكاديوم: $CdCl_2$:



ومع حمض النيتريك HNO_3 ، يشكل نترات الكاديوم المائية:



4.4 - تفاعلات أخرى

يتفاعل الكاديوم مباشرة مع اللافلزات مثل S, P, Se ولا يتفاعل مع الأسس لعدم ثبات أيونات الكاديوم.

5 - مجال استعمال الكاديوم

- يستخدم الكاديوم لطلاء بعض المعادن بالطرق الكيميائية.
- يستخدم في الحصول على سبائك سهلة الانصهار. وفي الطلي الغلفاني وصناعة الإلكترودات، كما أن سبيكة النحاس - كاديوم الثابتة ميكانيكياً تستعمل كنواقل.
- يحضر من الكاديوم محاور ارتكاز ضابطة في المفاعلات الذرية.

6 - تأثيره على جسم الإنسان

يمكن للكاديوم أن يسبب مشاكل صحية جمة كالفشل الكلوي، استنشاقه يسبب تغير الرئة، السرطان، ارتفاع ضغط الدم وتقليل فعالية إنزيمات معينة.

7 - تأثيره على البيئة

يشكل الكاديوم تهديداً بيئياً نتيجة احتراق الوقود الطبيعي، من المستحاثات واحتراق فضلات البلديات.

49 - عنصر الإنديوم $^{112}_{49}\text{In}$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للإنديوم

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	49
العدد الكتلي (A)	115
الوزن الذري الغرامي (g)	114,82
نصف القطر الذري (°A)	1,66
الكثلة الحجمية (g/cm ³)	7,31
درجة الانصهار (°C)	156,2
درجة الغليان (°C)	2000
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	55,8
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	0,2
الكهروسلبية	1,78
الناقلية الكهربائية (μ ohm) ⁻¹	0,116

1 - ما هو عنصر الإنديوم؟

الإنديوم عنصر فلزي كيميائي نادر وناعم إلى أبعد حد، لونه أبيض فضي، لا يوجد هذا العنصر مستقل بذاته، بل يوجد في خاماته.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "Rehche" و "Richter" في ألمانيا، اشتق اسمه من اللاتينية "Indium"، أي نيلي نظراً للخط اللامع النيلي لطيفه الضوئي. يعتبر الإنديوم من العناصر النادرة (أجزاء من المليون) يوجد في الفلزات الزنك والألمنيوم والجرمانيوم، وأغنى هذه الفلزات لا يحتوي أكثر من 0,1% من الإنديوم وغالباً ما تحضر عند استحصال كل من الزنك والألمنيوم.

3 - طرق استحصال الإنديوم

يستحصل بالتحليل الكهربائي لمحاليل أملاحها المائية وخاصة الكبريتات.

4 - الخواص الكيميائية للإنديوم

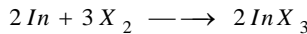
1.4 - التفاعل مع الأكسجين

يتفاعل الإنديوم مع الأكسجين، ويشكل الأكسيد In_2O_3 حسب التفاعل:



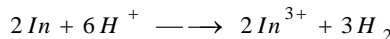
2.4 - التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل مع الهالوجينات ليشكل الهاليدات InX_3 حسب التفاعل:



3.4 - التفاعل مع الأحماض

يكون تفاعلها مع الحموض الممددة ضعيفاً ولكن بالتسخين تتأثر بسرعة حسب التفاعل:



4.4 - التفاعل مع الآزوت

يتفاعل مع الآزوت بالتسخين ليشكل InN حسب التفاعل

5.4 - التفاعل مع الكبريت والفوسفور

يتفاعل مع الكبريت والفوسفور بالتسخين إلى درجات مرتفعة حسب التفاعل:



5 - مجال استعمال الإنديوم

- يستخدم الإنديوم لطلاء محامل الآلات ذات السرعة الفائقة.
- يستخدم لصنع الترانزستورات Transistor التي تستخدم في الأجهزة الإلكترونية.

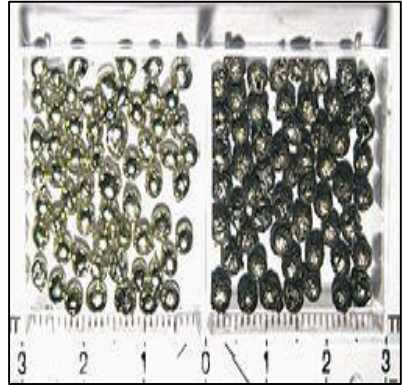
$^{119}_{50}\text{Sn}$

50 - عنصر القصدير

التوزيع الإلكتروني



المظهر



الخواص العامة للقصدير

الخاصية	القيمة العددية
العدد الذري (Z)	50
العدد الكتلي (A)	119
الوزن الذري الغرامي (g)	118,69
نصف القطر الذري (°A)	1,62
الكثافة الحجمية (g/cm ³)	7,3
درجة الانصهار (°C)	231,9
درجة الغليان (°C)	2270
طاقة التأين الأولى (KJ/mol)	709
طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)	-
الكهروسلبية	1,96
الناقلية الكهربائية (μ oh m) ⁻¹	0,0917

1 - ما هو عنصر القصدير؟

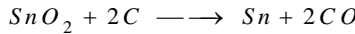
القصدير النقي معدن أبيض فضي ذو ليونة عظيمة تكسبه قابلية كبيرة للطرق والسحب والتصفيح، يستعمل نظرًا لقدرته على مقاومة التآكل في وقاية الفولاذ. هناك أنواع أخر: قصدير لونه رمادي ذو شكل لا معدني تشبه بنيته بنية الماس، وقصدير موشوري أقصى من الشكلين السابقين وهو قابل للكسر بسرعة.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

بدأ الإنسان يستخدم القصدير منذ العصور القديمة، مصدر اسمه من اللغة اللاتينية "Stannum" وتعني الحديد الأبيض، يشكل القصدير 0,001% من القشرة الأرضية، لذلك فإن كمية القصدير المستخدمة من المناجم صغيرة جدًا إذا ما قورنت بالفلزات الأخرى. أهم خاماته: أكاسيد (SnO_2)، الحجر القصديري، كبريت كما في الستانيت: Cus, FeS, SnS_2 .

3 - طرق استحصال القصدير

يعتبر الحجر القصديري (كاستريت) SnO_2 من أهم فلزات القصدير في الطبيعة ويحضر القصدير بإرجاع هذا الفلز في فرن منقلب اللهب بواسطة الكربون:



وقبل هذه العملية يسحق الفلز ويغسل بالماء، ثم يشوى حيث يخلص من أكاسيد الزرنيخ والكبريت.

4 - الخواص الكيميائية للقصدير

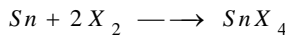
1.4 - التفاعل مع الأكسجين

القصدير العادي لا يتأثر بالهواء في درجة الحرارة العادية، ويتسخن يتشكل الأوكسيد SnO_2 :



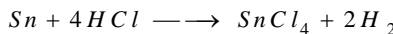
2.4 - التفاعل مع الهالوجينات

يتفاعل القصدير بسهولة مع الهالوجينات تحت تأثير الحرارة:

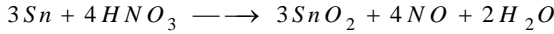


3.4 - التفاعل مع الأحماض

يتفاعل القصدير مع حمض كلور الماء الساخن، ويشكل كلوريد القصديري:

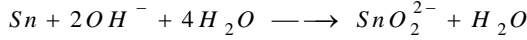


ومع الحموض المؤكسدة المركزة والساخنة يشكل الأكسيد:



4.4 - التفاعل مع الأسس

يتمتع القصدير بصفات مذبذبة، حيث يذوب في الأسس المركزة ويشكل شاردة القصديرات:



5.4 - التفاعل مع الكبريت

يتفاعل القصدير مع الكبريت بالتسخين، مشكلاً كبريتيد:



5 - مجال استعمال القصدير

يستعمل القصدير في طلاء الحديد وفي صنع الخلطات المعدنية، وفي صنع صفائح القصدير الرقيقة المستخدمة في تغليف المعجنات والأطعمة.

6 - تأثيره في جسم الإنسان

يعتبر القصدير من أخطر المعادن تأثيراً على صحة الإنسان، ومن أخطر هذه المركبات العضوية "Triethyltin" والتي يمتصها جسم الإنسان من خلال الطعام والهواء والجلد وتسبب أعراض حادة وعلى مدى الطويل ومنها:

○ الأعراض الحادة:

- احتياج في العين والجلد
- عدم القدرة على التنفس
- آلام المعدة
- صداع
- إحساس بالمرض والدوار.

○ الأعراض على مدى الطويل:

- الاكتئاب.
- ضمور في خلايا الكبد.
- نقص خلايا الدم الحمراء.

الملحق 1: فروع الكيمياء

I - الفروع الأساسية:

- 1 - الكيمياء العضوية
- 2 - الكيمياء اللاعضوية
- 3 - الكيمياء الحيوية
- 4 - الكيمياء التحليلية
- 5 - الكيمياء الفيزيائية

II - الفروع الثانوية:

- | | |
|------------------------|-----------------------------|
| 1 - الكيمياء العامة | 6 - كيمياء البلّورات |
| 2 - الكيمياء الإشعاعية | 7 - الكيمياء الضوئية |
| 3 - الكيمياء الكمية | 8 - الكيمياء الحرارية |
| 4 - الكيمياء الزراعية | 9 - الكيمياء الغروية |
| 5 - كيمياء البترول | 10 - كيمياء المركبات الضخمة |

كما يمكن تقسيم كل فرع من الفروع السابقة إلى عدة أقسام، فمثلاً الكيمياء الفيزيائية تحتوي على:

- 1 - الترموديناميك الكيميائي
- 2 - الحركية الكيميائية
- 3 - الكيمياء الكهربائية
- 4 - كيمياء الغروية
- 5 - الكيمياء المغناطيسية

الملحق 2: البنية الإلكترونية للعناصر

العنصر	Z	K(n=1) S	L(n=2) S P		M(n=3) S P d			N(n=4) S P d f		O(n=5) S P d f		P(n=6) S P d f		Q(n=7) S P d f	
H	1	1													
He	2	2													
Li	3	2	1												
Be	4	2	2												
B	5	2	2	1											
C	6	2	2	2											
N	7	2	2	3											
O	8	2	2	4											
F	9	2	2	5											
Ne	10	2	2	6											
Na	11	2	2	6	1										
Mg	12	2	2	6	2										
Al	13	2	2	6	2	1									
Si	14	2	2	6	2	2									
P	15	2	2	6	2	3									
S	16	2	2	6	2	4									
Cl	17	2	2	6	2	5									
Ar	18	2	2	6	2	6									
K	19	2	2	6	2	6		1							
Ca	20	2	2	6	2	6	0	2							
Sc	21	2	2	6	2	6	1	2							
Ti	22	2	2	6	2	6	2	2							
V	23	2	2	6	2	6	4	1							
Cr	24	2	2	6	2	6	5	1							
Mn	25	2	2	6	2	6	6	1							
Fe	26	2	2	6	2	6	7	1							
Co	27	2	2	6	2	6	8	1							
Ni	28	2	2	6	2	6	10	0							
Cu	29	2	2	6	2	6	10	1							
Zn	30	2	2	6	2	6	10	2							
Ga	31	2	2	6	2	6	10	2 1							
Ge	32	2	2	6	2	6	10	2 2							
As	33	2	2	6	2	6	10	2 3							
Se	34	2	2	6	2	6	10	2 4							
Br	35	2	2	6	2	6	10	2 5							
Kr	36	2	2	6	2	6	10	2 6							
Rb	37	2	2	6	2	6	10	2 6	1						
Sr	38	2	2	6	2	6	10	2 6	2						
Y	39	2	2	6	2	6	10	2 6 1	2						

العنصر	Z	K(n=1) S	L(n=2) S P	M(n=3) S P d	N(n=4) S P d f	O(n=5) S P d f	P(n=6) S P d f	Q(n=7) S P d f
Zr	40	2	2 6	2 6 10	2 6 2	2		
Nb	41	2	2 6	2 6 10	2 6 4	1		
Mo	42	2	2 6	2 6 10	2 6 5	1		
Tc	43	2	2 6	2 6 10	2 6 6	1		
Ru	44	2	2 6	2 6 10	2 6 7	1		
Rh	45	2	2 6	2 6 10	2 6 8	1		
Pd	46	2	2 6	2 6 10	2 6 10	0		
Ag	47	2	2 6	2 6 10	2 6 10	1		
Cd	48	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 1		
In	49	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 2		
Sn	50	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 3		
Sb	51	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 4		
Te	52	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 5		
I	53	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 5		
Xe	54	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6	1	
Cs	55	2	2 6	2 6 10	1 6 10	2 6	2	
Ba	56	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6	2	
La	57	2	2 6	2 6 10	2 6 10 1	2 6	2	
Ce	58	2	2 6	2 6 10	2 6 10 2	2 6	2	
Pr	59	2	2 6	2 6 10	2 6 10 3	2 6	2	
Nd	60	2	2 6	2 6 10	2 6 10 4	2 6	2	
Pm	61	2	2 6	2 6 10	2 6 10 5	2 6	2	
Sm	62	2	2 6	2 6 10	2 6 10 6	2 6	2	
Eu	63	2	2 6	2 6 10	2 6 10 7	2 6	2	
Gd	64	2	2 6	2 6 10	2 6 10 8	2 6	2	
Tb	65	2	2 6	2 6 10	2 6 10 9	2 6	2	
Dy	66	2	2 6	2 6 10	2 6 10 10	2 6	2	
Ho	67	2	2 6	2 6 10	2 6 10 11	2 6	2	
Er	68	2	2 6	2 6 10	2 6 10 12	2 6	2	
Tm	69	2	2 6	2 6 10	2 6 10 13	2 6	2	
Yb	70	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	
Lu	71	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 1	2	
Hf	72	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 2	2	
Ta	73	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 3	2	
W	74	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 4	2	
Re	75	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 5	2	
Os	76	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 6	2	
Ir	77	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 7	2	
Pt	78	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 9	1	
Au	79	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	1	
Hg	80	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2	
Tl	81	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 1	

العنصر	Z	K(n=1) S	L(n=2) S P		M(n=3) S P d			N(n=4) S P d f		O(n=5) S P d f		P(n=6) S P d f		Q(n=7) S P d f	
Pb	82	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	2		
Bi	83	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	3		
Po	84	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	4		
At	85	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	5		
Rn	86	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6		
Fr	87	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	1	
Ra	88	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	
Ac	89	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	
Th	90	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	
Pa	91	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	
U	92	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	
Np	93	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	
Pu	94	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	
Am	95	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	
Cm	96	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	
Bk	97	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	
Cf	98	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	
Es	99	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	
Fm	100	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	
Md	101	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	
No	102	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	
Lr	103	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	
Rf	104	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	
Db	105	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	
Sg	106	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	
Bh	107	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	
Hs	108	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	
Mt	109	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	
Un	110	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	

الملحق 3: اكتشاف العناصر

تعامل الإنسان مع بعض العناصر منذ أزمنة ما قبل التاريخ، دون أي دراية بطبيعتها، بلغ عدد هذه العناصر العشرة وهي التالية مع رموزها وأسمائها باللغة اللاتينية :

الكربون (C : carbon)	النحاس (Cu : cypros)
الذهب (Au : aurum)	الحديد (Fe : ferrum)
الرصاص (Pb : plumbum)	الزئبق (Hg : hydragyrum)
الفضة (Ag : argentum)	الكبريت (S : sulfur)
القصدير (Sn : stannum)	التوتياء (Zn : Zinc)

تبدو في الجدول التالي أسماء العناصر ورموزها وتواريخ اكتشافها وأسماء مكتشفها.

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
1450	أنتموان	Sb	فالتين	من اللاتينية antimonium واسمه السابق stibium
	بزموت	Bi	فالننتين	من الألمانية wismut
1649	زرنيخ	As	شرودر	من اللاتينية arsenicum
1669	فسفور	P	هينغ براند	من اللاتينية وتعني حامل الضوء
1735	كوبلت	Co	جورج براندت	من الألمانية kobold وتعني كنز أو منجم
1741	بلاتين	Pt	ويليام وود	من الإسبانية platina ومعناها الفضة
1751	نيكل	Ni	آكسل كرونستد	من السويدية kuppar
1766	هيدروجين	H	هنري كافنديش	من اليونانية hydor وتعني مولد الماء
1771	فلور	F	كارل شيل	من اللاتينية fluo وتعني التدفق
1772	نتروجين	N	دانيال رذرفورد	من اليونانية nitron وتعني الملح الصخري
1774	منغنيز	Mn	جوهان غاهن	من اللاتينية magnes وتعني مغنطيس
	أكسجين	O	جون بريستلي	من اليونانية oxys وتعني مولد الحموضة

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
	كلور	Cl	كارل شيل	من اليونانية chloros وتعني أخضر
1778	موليبدينوم	Mo	بيتر هلم	من اليونانية molybdos وتعني الرصاص
1782	تلوريوم	Te	فرانزفون رينشتاين	من اللاتينية tellus وتعني الأرض
1783	تنغستين	W	دون فوستو ودون دوان دولهويار	من السويدية ومعناه الحجر الثقيل (الاسم السابق ولفرام)
1789	تيتانيوم	Ti	ويليام غريغور	من الأسطورة اللاتينية Titanes
	أورانيوم	U	مارتن كلايروت	من اسم النجم Uranus
1794	إيتريوم	Y	جوهان غادولين	من Ytterby وهو اسم بلدة في السويد
1797	كروم	Cr	لويس فوكلن	من اليونانية chromos وتعني اللون
1801	نيوبيوم	Nb	شارل هاتشن	من الأسطورة اليونانية Niobe
1802	تنتالوم	Ta	أندرس إكبرغ	من الأسطورة اليونانية Tantalus
1803	سيريوم	Ce	جوزيف برزيليوس ويلهام هيزنجر	من اسم أحد الكويكبات Ceres
	إيريديوم	Ir	سميثن تينانت	من اللاتينية iris وتعني قوس قزح
	أوسميوم	Os	=	من اليونانية osme وتعني رائحة
1804	بلاديوم	Pd	ويليام ولاستون	من اسم أحد الكويكبات Pallas
	روديوم	Rh	=	من اليونانية rhodon وتعني وردة
8071	بوتاسيوم	K	همفري ديفي	من اللاتينية kalium، والإنگليزية potash

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
	صوديوم	Na	=	من اللاتينية natrium، والإنكليزية soda
	باريوم	Ba	=	من اللاتينية barys وتعني ثقيل
	بورون	B	=	نحت من كلمتي borax + carbon
1808	كلسيوم	Ca	=	من اللاتينية Calx وتعني الحجر الكلسي
	سترونسيوم	Sr	=	من Strontia وهو اسم موقع في اسكتلندا
8111	يود	I	برنارد كورتوا	من اليونانية iodos وتعني بنفسجي
	كادميوم	Cd	فريدريك ستروماير	من اليونانية kadmeia وتعني كالامين
1817	ليثيوم	Li	جوهان أرفدسن	من اليونانية lithos وتعني حجر
	سيلينيوم	Se	جـون برزيليوس	من اليونانية selene وتعني قمر
1824	سيليكون	Si	=	من اللاتينية silex وتعني الصوان
	زركونيوم	Zr	=	من الإيرانية Zargun وتعني الذهب الملون
1825	بروم	Br	انطوان بالارد	من اليونانية bromos وتعني رائحة متنة
1827	ألومنيوم	Al	فريدريك وهلر	من اللاتينية alumen وتعني حجر الشب
1828	بريليوم	Be	=	من اليونانية beryllion وتعني معدن البريل
	توريوم	Th	جـون برزيليوس	من الأسطورة السكندنافية Thor
1829	مغنيزيوم	Mg	انطوان بوسي	من الإيطالية magnesia
1830	فاناديوم	V	نيلز سفستروم	من الأسطورة السكندنافية Vanadis

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
1839	لانثانوم	La	كارل موساندر	من اليونانية lanthana وتعني الحجب أو الإخفاء
1843	إربيوم	Er	=	من Ytterbi وهو اسم بلدة في السويد
	تربيوم	Tb	كارل موساندر	من Ytterbi وهو اسم بلدة في السويد
1845	روتينيوم	Ru	كارل كلاوس	من اللاتينية Ruthenia وهو اسم روسيا
1860	سيزيوم	Cs	روبرت بنزن	من اللاتينية caesium وتعني أزرق رمادي
1861	روبيدوم	Rb	روبرت بنزن و غوستاف كيرشوف	من اللاتينية rubidus وتعني أحمر
	تاليوم	Tl	ويليام كروكس	من اليونانية thallos وتعني برعم
1863	إنديوم	In	فرديناند رايش و هيرونيموس ريختر	من كلمة indigo وتعني النيلة
1875	غاليوم	Ga	بول دو بوابودرون	من اللاتينية Gallia وهو اسم فرنسا
1878	إيتريوم	Yb	جون مارينياك	من Ytterbi وهو اسم بلدة في السويد
1879	هلميوم	Ho	بركلييف	من اللاتينية Holmia وهو اسم مدينة استكهولم
	سكانديوم	Sc	لارس نيلسون	من اسم سكاندينافيا
	سماريوم	Sm	بول دو بوابودرون	من اسم عالم الفلزات الروسي Samarski
	توليم	Tm	بركلييف	من السويدية Thule وتعني البلدان الشمالية
1885	غادولينيوم	Gd	جون مارينياك	من اسم الكيميائي الفنلندي Gadolin

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
	نيوديميوم	Nd	كارل ولسباخ	من نحت الكلمتين اليونانيتين neo وتعني جديد و didymos وتعني التوأم
	برازيوديميوم	Pr	=	من نحت الكلمتين اليونانيتين prasios وتعني الأخضر و didymos وتعني التوأم
1886	ديسبروزيوم	Dy	بول دو بوابودرون	من اليونانية dysprositos وتعني صعب المنال
	جرمانيوم	Ge	كليمنس ونكلر	من اسم ألمانيا باللاتينية هو Germania
1894	أرغون	Ar	لورد رايلي وويليام رامسي	من اليونانية argos وتعني خامل أو غير فعال
1895	هيليوم	He	ويليام رامسي وويليام كروكس	من اليونانية helios وتعني الشمس
1896	أوروبيوم	Eu	أوجين دومرسي	من اسم أوربا
	كربتون	Kr	ويليام رامسي وموريس ترافرز	من اليونانية krypto وتعني الحجب أو التعمية
1898	نيون	Ne	=	من اليونانية neos وتعني جديد
	كزينون	Xe	=	من اليونانية xenos وتعني غريب
	بولونيوم	Po	ماري كوري	تخليدًا لاسم بلدها بولونيا
	راديوم	Ra	=	من اللاتينية radius وتعني شعاع
1899	أكتينيوم	Ac	أندريه دو بيرن	من اليونانية aktis وتعني شعاع
1900	رادون	Rn	إرنست دورن	نحن من كلمتي radium و emanation وتعني إصدار الراديوم

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
1907	لوتيسيوم	Lu	جورج أوربان وكـارل ولسياخ	من اسم مدينة باريس باللاتينية وهو Lutetia
1917	برونكتينيوم	Pa	ليز ميتز وأوتو هاهن	من اليونانية protos وتعني أول actinum +
1923	هافنيوم	Hf	ديرك كوستر وجيورجي هفرسي	من اسم مدينة كوبنهاغن باللاتينية وهو Hafnia
1925	رينيوم	Re	والتر نوداك وايدا تايك	من اسم نهر الراين بالألمانية وهو Rhein
1937	تكنيسوم	Tc	برييه وإميلو سغري	من اليونانية technetos وتعني صناعي
1939	فرنسيوم	Fr	مرغريت بري	من اسم فرنسا
1940	أستاتين	At	إميليو سغري ورفاقه	من اليونانية astatos وتعني غير ثابت
	نبتونيوم	Np	فيليب أبلسن وإدوين مكميلان	من اسم النجم Neptune
	بروميثيوم	Pm	ج. مارنسكي ورفاقه	من الأسطورة اليونانية Prometheus
1941	بلوتونيوم	Pu	غلن سيبروغ وإدوين ماتيسون	من اسم النجم Pluto
1944	أميريكيوم	Am	غلن سيبروغ وإدوين ماتيسون	من اسم أمريكا
	كوريوم	Cm	=	من اسم مدام كوري
1950	بركيليوم	Bk	=	من اسم بيركلي في كاليفورنيا
	كاليفورنيوم	Cf	=	من اسم كاليفورنيا
1952	أينشتاينيوم	Es	=	من اسم أينشتاين
	فرميوم	Fm	=	من اسم فيرمي

تاريخ الاكتشاف	اسم العنصر	رمزه	اسم مكتشفه	مصدر التسمية
1955	ماندليفيوم	Md	غلن سيبورغ وألبرت جيورسو ورفاقهما	من اسم ماندلييف
1957	نوبليوم	No	=	من اسم نوبل
1961	لورنسيوم	Lr	ألبرت جيورسو ورفاقه	من اسم لورنس
1969	رذرفوريوم	Rf	جامعة كاليفورنيا	من اسم رذرفورد
1970	هاهنيوم	Ha	=	من اسم هاهن

الملحق 4: الفائزون بجائزة نوبل في الكيمياء في القرن العشرين

تحمل هذه الجائزة اسم المهندس السويدي ألفرد نوبل المتوفي سنة 1896. وقد أوصى بمنح جوائز تحمل اسمه في الكيمياء والفيزياء والطب والآداب والسلام. تعد جائزة نوبل أرقى جائزة علمية حتى الآن، وتمنحها أكاديمية العلوم السويدية تقديرًا لأعمال علمية متميزة في المجالات المذكورة. بدأ منح هذه الجوائز منذ سنة 1901، ونبين فيما يلي أسماء الذين فازوا بها في الكيمياء مع بيان العمل الذي أهّلهم لذلك.

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتفكك الأيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والزينون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
1906	هنري مواسان	فرنسي
اكتشاف الفلور وتطوير الفرن الكهربائي		
1907	إدوارد بُونز	ألماني
بحوث في الكيمياء الحيوية بما في ذلك التخمر		
1908	إرنست رذرفورد	نيوزيلاندي
تحريرات عن جسيمات ألفا والتحلل (أو الاضمحلال) الإشعاعي وكيمياء المواد المشعة		
1909	ويلهلم أوستوالد	ألماني
دراسة التفاعلات الكيميائية والوسطاء		
1910	أوتو والاش	ألماني

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتفكك الأيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكريبتون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
دراسة المركبات الأليفاتية الحلقية		
1911	ماري كوري	فرنسية
اكتشاف عنصر الراديوم والبولونيوم		
1912	فيكتور غرينيار ويول ساباتييه	فرنسيان
دراسات في كيمياء الاصطناع العضوي		
1913	ألفرد ورنر	سويسري
دراسة ارتباط الذرات في الجزيئات		
1914	تيودور ريتشارد	أمريكي
تحديد الأوزان الذرية الصحيحة للعديد من العناصر		
1915	ريتشارد ويلستاتر	ألماني
دراسة الكلوروفيل وأصبغاه		
1916	حجبت الجائزة	
1917		
1918	فريتز هابر	ألماني
تطوير طريقة لاصطناع الأمونيا		
1919	حجبت الجائزة	
1920	والتر نرنست	ألماني
دراسة حرارة التفاعل (الكيمياء الحرارية)		
1921	فريدريك سودي	بريطاني

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتفكك الأيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكريبتون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
دراسة النظائر		
1922	فرنسيس أستون	بريطاني
المطافية الكتلية واكتشاف نظائر العديد من العناصر غير المشعة		
1923	فريتز برغل	نمساوي
تطوير التحليل الميكروي للمركبات العضوية		
1924	حجبت الجائزة	
1925	رينشارد زيغموندي	ألماني
دراسة المحاليل الغراوانية		
1926	تيودور سفدبرغ	سويدي
دراسة الجمل المبعثرة		
1927	هنريش أوتو ويلاند	ألماني
دراسة تركيب الحموض الصفراوية والمواد المرتبطة بها		
1928	أدولف ونْدُس	ألماني
دراسة الإستروئيدات، وبخاصة الستيروئول، وارتباطها بالفيتامينات		
1929	أرثر هارن وهانزفون أولر - شِلْبِن	بريطاني - ألماني/سويدي
دراسة الأنزيمات والتخمر		
1930	هانز فيشر	ألماني
دراسة بنية اليحمور (الهيموغلوبين) واليخضور (الكلوروفيل)		
1931	كارل بوش وفريدريتش برْجيوس	ألماني

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتفكك الأيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكريبتون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
اصطناع الأمونيا ودرجة الفحم الحجري		
1932	إيرفينغ لانغموير	أمريكي
دراسة حول كيمياء السطوح		
1933	حجبت الجائزة	
1934	هارولد أوري	أمريكي
اكتشاف الهيدروجين الثقيل: الدوتيريوم		
1935	كورني فريدريك وإيرن جوليو	فرنسيان
اصطناع نظائر مشعة جديدة		
1936	بيتر ديباي	هولندي
دراسة العزوم ثنائية الأقطاب وانعراج الأشعة السينية والإلكترونات في الغازات		
1937	والتر هاروت ويول كارز	بريطاني-سويسري
بحوث عن الفيتامينات		
1938	ريتشارد كوهن	ألماني
بحوث عن الفيتامينات والكاروتينيدات (أكرها على رفض الجائزة إلا أنها منحت في سنة 1946)		
1939	أدولف بوتندنت وليوبولد روزيكا	ألماني-سويسري
دراسات عن الهرمونات الجنسية ومتعددات المتيلين. وقد أجبر بوتندنت على رفض الجائزة		
1940	حجبت الجائزة	

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتفكك الأيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكرزيتون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
1941		
1942		
1943	جيورجي فون هـفيزي	هنغاري/سويدي
استخدام النظائر كمقننات في دراسة العمليات الكيميائية		
1944	أوتو هاهن	ألماني
اكتشاف الانشطار النووي في العناصر الثقيلة		
1945	أرتوري فيرتانن	فنلندي
دراسات حول الكيمياء الحيوية الزراعية وحفظ الأطعمة		
1946	جيمس سومنر ووندل ستانلي وجون نورثروب	أمريكيون
بلورة الأنزيمات وتحضير أنزيمات نقية		
1947	روبرت روبنسن	بريطاني
دراسات في الكيمياء الحيوية وبخاصة القلوانيات		
1948	آرن تيزليوس	سويدي
دراسة عن بروتينات المصل والتحال الكهربائي والادمصاص		
1949	ويليام جيبك	أمريكي
دراسات عن التبريد والترموديناميك الكيميائي		
1950	أوتو ديلز وكورت أذلر	ألماني غربي
عن الاصطناع العضوي		
1951	إدوين ماكميلان وغلين سيبورغ	أمريكيان

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتفكك الأيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكريتون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
اكتشاف كيمياء عواير الأورانيوم		
1952	أرثر مارتن وريتشارد سينغ	بريطانيان
اكتشاف الاستشراب التقريفي		
1953	هزمن ستودينغر	ألماني غربي
اكتشافات في المتماثرات (البوليمرات) ونظرية السلاسل الجزيئية الكبيرة		
1954	ليونس باولنغ	أمريكي
بحوث عن طبيعة القوى ما بين الذرية		
1955	فنسنت دو فينيو	أمريكي
اصطناع هرمون متعدد الببتيد		
1956	سيريل هنشلوود ونيكوللي سيمينوف	بريطاني-سوفياتي
بحوث عن آلية التفاعلات الكيميائية المتسلسلة		
1957	ألكسندر تود	بريطاني
أعمال عن النيوكليوتيدات وتركيب بروتينات الخلية		
1958	فريدريك سنجر	بريطاني
أعمال عن بنية الإنسولين		
1959	باروسلاف هيروفسكي	بريطاني
تطوير تقانة التحليل الاستقطابي		
1960	ويلر ليببي	أمريكي
تطوير تقانة التأريخ بالكربون المشع		
1961	ملفن كالفن	أمريكي

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتفكك الأيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكلزيتون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
دراسة عملية الاصطناع الضوئي		
1906	جون كندرو وماكس بيروتر	بريطانيان
دراسات عن بنية البروتينات الطروية		
1907	كارل زيغلر وجيوليوناتا	ألماني غربي-إيطالي
دراسة المتأثرات وتفاعلات التماثر		
1908	دوروثي هودكن	بريطانية
التحليل بالأشعة السينية للجزيئات العضوية الكبيرة		
1909	روبرت وودوارد	أمريكي
اصطناع مركبات عضوية ضخمة بما فيها اليخضور		
1910	روبرت موليكين	أمريكي
أعمال عن الرابطة الكيميائية والبنية الإلكترونية للجزيئات		
1911	رونالد نوريش وجورج بورتر ومانفرد إيجن	بريطانيان وألماني غربي
دراسات وقياسات التفاعلات السريعة جدا		
1912	لارس أونزاجر	أمريكي
اكتشاف الترموديناميك غير المتوازن		
1913	ديرك بارتن وأد هاسل	بريطاني-نرويجي
دراسة عن تأثير الكيمياء الفراغية على سرعة التفاعل		
1914	لويس لولوار	فرنسي-أرجنتيني

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتفكك الأيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكريبتون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
دراسة عن المواد الكيميائية الحيوية المخزنة للطاقة		
1971	جرهارد هرزيغ	كندي
دراسة عن الجذور الحرة		
1972	كريستيان أنفيسن وستانفرد مور وويليام ستاين	أمريكيون
مساهمة في دراسة كيمياء الأئزيمات		
1973	إرنست فيشر وجيوفري ويلكينسن	ألماني غربي-بريطاني
دراسة كيمياء المركبات المعدنية العضوية		
1974	بول فلوري	أمريكي
تطوير طريقة تحليلية لدراسة الجزيئات ذات السلاسل الطويلة		
1975	جون كورن فورث وفلاديمير برلغ	بريطاني/أسترالي تشيكوسلوفاكي
مساهمة في دراسة الكيمياء الفراغية		
1976	ويليم ليبسكومب	أمريكي
دراسة كيمياء البورانات		
1977	إيليا بريغوجين	بلجيكي
مساهمة في دراسة الترموديناميك غير المتوازن		
1978	بيتر ميتشل	بريطاني
دراسة انتقال الطاقة في الخلية		
1979	هربرت براون وجورج ويتنج	أمريكي-ألماني غربي

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتفكك الأيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكلزيتون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
تحضير مركبات البور العضوية المفيدة في الاصطناع		
1980	فريدريك سانجر وبول بزرغ ووالتر جيلبرت	أمريكيون
طرق تعيين البنية التفصيلية للدنا ووظيفته		
1981	كينشي موكي ورولدسهوفمان	ياباني-أمريكي
تطبيق مفاهيم الميكانيك الكوانتي للتنبؤ بسير التفاعلات الكيميائية		
1982	آرون كلوغ	جنوب إفريقي/بريطاني
تطوير الدراسة البلورية بالمجهر الإلكتروني وتحليل بنية معقدات الحمض النووي-البروتين		
1983	هنري توب	كندي/أمريكي
دراسة عن انتقال الإلكترونات بين الفلزات في التفاعلات الكيميائية		
1984	بروس مريفيلد	أمريكي
تطوير طرق مؤتمنة لتجميع الببتيدات واصطناع البروتينات		
1985	هربرت هتمان و جيروم كارل	أمريكيان
تطوير طريقة لتعيين بنى الجزيئات الكيميائية الحيوية بانعراج الأشعة السينية		
1986	ددلي هرشباخ ويوان لي وجون بولاني	أمريكي-صيني- أمريكي/كندي
دراسة عن ديناميكية التفاعل		
1987	دونالد لرام وشارل بدرس وجون ماري لن	أمريكي-نرويجي/

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتفكك الأيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكلزيتون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
		أمريكي-فرنسي
دراسة عن الجزيئات الاصطناعية التي تستطيع تقليد التفاعلات الكيميائية لعمليات الحياة		
1988	جوهان ديزنهوفر وروبرت هوبر وهرتموث ميتشل	ألمانيون غربيون
بحوث في الاصطناع الضوئي		
1989	سيدني ألتيم و توماس سبك	أمريكيان
اكتشاف الفعل الواسطي للرناء في التفاعلات الخلوية		
1990	الياس كوري	أمريكي
تقانات النسخ الاصطناعي لمواد طبيعية ولاستخدامها كعقاقير		
1991	ريتشارد إرنست	سويسري
استخدام تقانات الرنين النووي المغنطيسي (NMR) في تحليل المواد الكيميائية		
1992	رودلف ماركوس	كندي
التنبؤ بالتفاعلات المتبادلة ما بين الجزيئات في المحاليل		
1993	كارلي موليس و ميتشل سميث	أمريكي-بريطاني
دراسة عن التفاعلات المتسلسلة التي يسببها أنزيم البوليمراز والطفرات النوكلوتيدية		
1994	جورج أولاه	هنغاري/أمريكي
دراسات عن كيمياء (carbocation) الفائقة الحموضة		

سنة المنح	الفائز	جنسيته
1901	جاكوب هنريسيون فانت هوف	هولندي
دراسة قوانين التحريك الكيميائي وضغط التحال		
1902	إميل فيشر	ألماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
1903	سفانت أرهينيوس	سويدي
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتفكك الأيوني		
1904	ويليام رامسي	بريطاني
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكريبتون		
1905	آدولف فون باير	ألماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
1995	بول كروثزن وماريو مولينا وشروود راولاند	هولندي-مكسيكي - أمريكي
دراسة التفاعلات الكيميائية في طبقة الأوزون		
1996	روبرت كزل والسير هارولد كروتو وريتشارد سميللي	أمري-بريطاني-أمريكي كي
لاكتشافهم الفوليرينات		
1997	بول بوير وجون والكر وجنس سكو	أمريكي-بريطاني - دانماركي
لمساهماتهم في إيضاح الآلية الأنزيمية التي تحكم اصطناع ثلاثي فسفات الأدينوزين ATP		
1998	والتركون وجون بويل	أمريكيان
لتطوير أولهما نظرية وظيفية الكثافة، وتطوير الثاني طرقًا حاسوبية في الكيمياء الكوانتية		
1999	أحمد زويل	مصري
لعمله في مجال الفموتو ثمانية ووضع مبادئ كيمياء الفموتو		
2000	ألان هيجر وألان ماك وهيديكي شيراكاوا	أمريكيان/ياباني
اكتشاف وتطوير البوليميرات الناقلة		

المراجع

١ - المراجع العربية

أ - الكتب

1 - الكتاب المرجع في الكيمياء بالوطن العربي

- الجزء الأول: الذرات والجزيئات

د. نعمان سعد الدين النعيمي

د. غازي عبد الوهاب درويش

د. فؤاد قنبور

جامعة بغداد - بغداد - الجمهورية العراقية

- الجزء الثاني : التفاعلات الكيميائية

د. محمد عبد العزيز الحجاجي

د. ابراهيم الزامل الزامل

د. سليمان حمّاد الخويطر

جامعة الملك سعود - الرياض - المملكة العربية السعودية

- الجزء الثالث: حالات المادة وتحولاتها

د. صلاح يحيائي

د. موفق شخا شبيرو

د. هيام بير قدار

جامعة دمشق - دمشق - الجمهورية العربية السورية

- الجزء الرابع: كيمياء العناصر

د. الهادي زروق

د. المولدي عبد الكافي

د. قاسم أم الزين

جامعة تونس المنار - تونس - الجمهورية التونسية

المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم 1988 - تونس

2 - الكيمياء اللاعضوية الأجزاء (1)، (2)، (3)

د. نعمان سعد الدين النعيمي ومجموعة من الأساتذة

مطبعة كلية العلوم - جامعة بغداد 1980 - بغداد - العراق

3 - مدخل إلى الكيمياء اللاعضوية

تأليف: ك. لوت و س. ف. بيل

ترجمة: د. نعمان سعد الدين النعيمي و د. عبد الرزاق القروغلي

4 - الكيمياء اللاعضوية:

د. محمد عبد المعطي

منشورات جامعة حلب 1982 - حلب - الجمهورية العربية السورية

5 - الكيمياء العامة (1)

د. عبد المجيد شيخ حسين د. محمد شهير هاشم

دار الطباعة الحديثة 1982 - دمشق - الجمهورية العربية السورية

6 - الكيمياء العامة (1)

د. انصلاح الخيمي د. فؤاد الصالح د. محمد علي المنجد

مطبعة المدينة 1984 - دمشق - الجمهورية العربية السورية

7 - الكيمياء العامة (1) - المدخل إلى الكيمياء البنيوية -

د. رياض حجازي

منشورات جامعة حلب 1985 - حلب - الجمهورية العربية السورية

8 - الكيمياء اللاعضوية - الأسس النظرية -

د. رياض حجازي

منشورات جامعة حلب 1989 - حلب - الجمهورية العربية السورية

9 - الكيمياء العامة في سؤال وجواب

تأليف الدكتور عبد الحليم منصور

المركز العربي للتعريب والترجمة والتأليف والنشر 2000

دمشق - الجمهورية العربية السورية

10 - الكيمياء العامة (بنية المادة) جزآن

تأليف: حسن بوزيان - الطبعة الثانية 2010

ديوان المطبوعات الجامعية - الساحة المركزية - بن عكنون - الجزائر - الجمهورية الجزائرية

11 - الكيمياء العامة

د. إبراهيم صادق الخطيب د. مصطفى زكي اعبيد

دار المسيرة للنشر والتوزيع 2000 - عمان - الأردن

12 - أسس الكيمياء العامة وغير العضوية

د. أحمد مدحت إسلام د. مصطفى محمود عمارة
دار الفكر العربي 2000 - مدينة نصر - القاهرة - مصر

13 - الكيمياء اللاعضوية (2)

د. محمد علي المنجد د. عبد المجيد البلخي
المطبعة التعاونية 1988 - دمشق - الجمهورية العربية السورية

14 - الكيمياء اللاعضوية (2)

د. هيام بير قدار د. محمد علي المنجد
المطبعة الجديدة 1984 - دمشق - الجمهورية العربية السورية

15 - الكيمياء اللاعضوية (2)

د. رياض حجازي د. محمد نصوح علانيا
منشورات جامعة حلب 1992 - حلب - الجمهورية العربية السورية

16 - الكيمياء اللاعضوية (3) كيمياء المعادن الانتقالية

د. أحمد الحاج سعيد د. هيام بير قدار
المطبعة الجديدة 1986 - دمشق - الجمهورية العربية السورية

17 - الكيمياء اللاعضوية (3) كيمياء المعادن الانتقالية

د. رياض حجازي د. محمد نصوح علانيا
منشورات جامعة حلب 1998 - حلب - الجمهورية العربية السورية

18 - كيمياء العناصر الانتقالية

د. محمد عبد الفتاح علي د. عائض بن سعد الشهري
د. محمد علي خليفة الصالح

دار النشر العلمي 2001 - جامعة الملك سعود
الرياض - المملكة العربية السعودية

19 - جولة في عالم الفلزات النادرة

تأليف: س. فينيتسكي
ترجمة: د. عيسى مسّوح
دار مير 1987 - موسكو - روسيا الاتحادية

20 - عالم الفلزات

تأليف: محمد غالب سعيد

ديوان المطبوعات الجامعية - الساحة المركزية

بن عكنون - الجزائر - الجمهورية الجزائرية

ب - مذكرات التخرج والمجلات

1 - أسماء العناصر ورموزها في علم الكيمياء

مذكرة لنيل شهادة أستاذ التعليم الثانوي

إعداد آمال عمارة إشراف د. بوبكر ناجمي

دفعة جوان 2004 - المدرسة العليا للأساتذة - القبة - الجزائر

2 - دراسة مفصلة لعناصر الجدول الدوري $Z \leq 50$

مذكرة لنيل شهادة أستاذ التعليم الثانوي

إعداد سعاد تنبيرت ووهيبة حكوم إشراف حسن بوزيان

دفعة جوان 2012 - المدرسة العليا للأساتذة - القبة - الجزائر

3 - مجلة العلوم

مجلة أمريكية شهرية مترجمة إلى أكثر من عشر لغات

النسخة العربية تصدر عن مؤسسة الكويت للتقدم العلمي

عنوان المقالة: "نشأة الجدول الدوري وتطوره"

إعداد الأستاذ: Eric R. Scerri أستاذ الكيمياء بجامعة بيردو

الولايات المتحدة الأمريكية - العدد الخامس - ماي 1999

4 - مجلة عالم الذرة

مجلة علمية دورية تصدر ستّ مرّات في السنة

هيئة الطاقة الذرية السورية

كفر سوسة - دمشق - الجمهورية العربية السورية

ج - مواقع الانترنت

1 - ويكيبيديا: الموسوعة العربية الحرة

2 - جدول التصنيف الدوري للعناصر - إعداد الأخضر معتوق

المعهد الوطني لتكوين إطارات التربية - الحراش - الجزائر <http://www.infpe.edu.dz>

Periodic Table of Elements

1A																0																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																															
1	H															2																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																															
IIA																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																															
3	Li															4	Be																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																														
5																	6	B																7	C																8	N																9	O																10	F																11	Ne																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																								
11	Na																12	Mg																IIIB																IVB																VB																VIB																VIIB																VIIA																VIII																IB																IIB																13	Al																14	Si																15	P																16	S																17	Cl																18	Ar																																																																																																																																																																																																																																																																																							
19	K																20	Ca																21	Sc																22	Ti																23	Y																24	Cr																25	Mn																26	Fe																27	Co																28	Ni																29	Cu																30	Zn																31	Ga																32	Ge																33	As																34	Se																35	Br																36	Kr																																																																																																																																																																																																																																																													
37	Rb																38	Sr																39	Y																40	Zr																41	Nb																42	Mo																43	Tc																44	Ru																45	Rh																46	Pd																47	Ag																48	Cd																49	In																50	Sn																51	Sb																52	Te																53	I																54	Xe																																																																																																																																																																																																																																																													
55	Cs																56	Ba																57	La*																58	Hf																59	Ta																60	W																61	Re																62	Os																63	Ir																64	Pt																65	Au																66	Hg																67	Tl																68	Pb																69	Bi																70	Po																71	At																72	Rn																																																																																																																																																																																																																																																													
67	Fr																68	Ra																69	Ac*																70	Rf																71	Ha																72	Ta																73	W																74	Re																75	Os																76	Ir																77	Pt																78	Au																79	Hg																80	Tl																81	Pb																82	Bi																83	Po																84	At																85	Rn																																																																																																																																																																																																																																												
87																	88																	89																	90																	91																	92																	93																	94																	95																	96																	97																	98																	99																	100																	101																	102																	103																	104																	105																	106																	107																	108																	109																	110																	111																	112																	113																	114																	115																	116																	117																	118																

*Lanthinide Series

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	Lu
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu

*Actinide Series

90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	Lr
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

The Elements and Isotopes

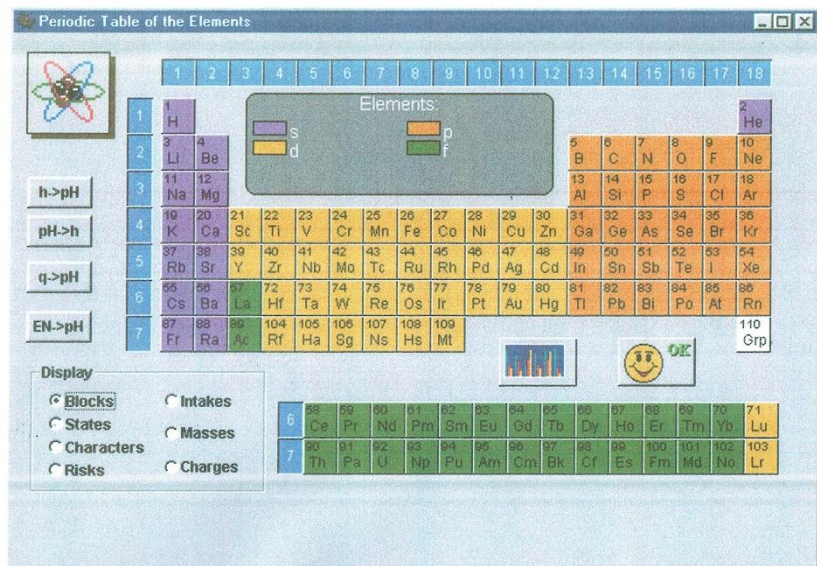
File

Display

Other

Options

Help



1	Atomique Sym																2						
H	C Solide																He						
3	4	Hg Liquide																10					
Li	Be	H Gaz																Ne					
11	12	Rf Inconnu																18					
Na	Mg	Métalloïdes																Ar					
19	20	Non-métaux																36					
K	Ca	Métaux																Kr					
37	38	Métaux alcalins																54					
Rb	Sr	Métaux alcalino-terreux																Xe					
55	56	Lanthanides																86					
Cs	Ba	Actinides																Rn					
87	88	Métaux de transition																118					
Fr	Ra	Post-transition metals																					
																		273					
																		5	6	7	8	9	10
																		B	C	N	O	F	Ne
																		13	14	15	16	17	18
																		Al	Si	P	S	Cl	Ar
																		31	32	33	34	35	36
																		Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
																		49	50	51	52	53	54
																		In	Sn	Sb	Te	I	Xe
																		81	82	83	84	85	86
																		Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At
																		113	114	115	116	117	118
																		Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuq

frut hoop-black

P Phosphorus																	As Arsenic	Sb Antimony	Bi Bismuth	
Ne Noble Gases																	At Astatine	Po Polonium	Fr Francium	
Li Lithium	Be Beryllium																	Al Aluminum	Si Silicon	Ge Germanium
Na Sodium	Mg Magnesium																	P Phosphorus	S Sulfur	Se Selenium
K Potassium	Ca Calcium																	Sc Scandium	Ti Titanium	V Vanadium
Rb Rubidium	Sr Strontium																	Y Yttrium	Zr Zirconium	Nb Niobium
Cs Cesium	Ba Barium																	Hf Hafnium	Ta Tantalum	W Tungsten
Fr Francium	Ra Radium																	Rf Rutherfordium	Db Dubnium	Sg Seaborgium

KEY

SYMBOL: P	Color: Terrestrial	Pseudoelement
WOOD No.	Cryptology	Pa
NAME	Paramagnetism / Experimental	Direction
	Religion	Houses, Fruits & Details
		Alternative Medicine

frut hoop-black

H Hydrogen	He Helium	Li Lithium	Be Beryllium	B Boron	C Carbon	N Nitrogen	O Oxygen	F Fluorine	Ne Neon	Na Sodium	Mg Magnesium	Al Aluminum	Si Silicon	P Phosphorus	S Sulfur	Cl Chlorine	Ar Argon
K Potassium	Ca Calcium	Sc Scandium	Ti Titanium	V Vanadium	Cr Chromium	Mn Manganese	Fe Iron	Co Cobalt	Ni Nickel	Cu Copper	Zn Zinc	Ga Gallium	Ge Germanium	As Arsenic	Se Selenium	Br Bromine	Kr Krypton
Rb Rubidium	Sr Strontium	Y Yttrium	Zr Zirconium	Nb Niobium	Mo Molybdenum	Tc Technetium	Ru Ruthenium	Rh Rhodium	Pd Palladium	Ag Silver	Cd Cadmium	In Indium	Sn Tin	Sb Antimony	Te Tellurium	I Iodine	Xe Xenon
Cs Cesium	Ba Barium	La Lanthanum	Ce Cerium	Pr Praseodymium	Nd Neodymium	Pm Promethium	Sm Samarium	Eu Europium	Gd Gadolinium	Tb Terbium	Dy Dysprosium	Ho Holmium	Er Erbium	Tm Thulium	Yb Ytterbium	Lu Lutetium	Rn Radon

frut hoop-black

H Hydrogen	He Helium	Li Lithium	Be Beryllium	B Boron	C Carbon	N Nitrogen	O Oxygen	F Fluorine	Ne Neon	Na Sodium	Mg Magnesium	Al Aluminum	Si Silicon	P Phosphorus	S Sulfur	Cl Chlorine	Ar Argon
K Potassium	Ca Calcium	Sc Scandium	Ti Titanium	V Vanadium	Cr Chromium	Mn Manganese	Fe Iron	Co Cobalt	Ni Nickel	Cu Copper	Zn Zinc	Ga Gallium	Ge Germanium	As Arsenic	Se Selenium	Br Bromine	Kr Krypton
Rb Rubidium	Sr Strontium	Y Yttrium	Zr Zirconium	Nb Niobium	Mo Molybdenum	Tc Technetium	Ru Ruthenium	Rh Rhodium	Pd Palladium	Ag Silver	Cd Cadmium	In Indium	Sn Tin	Sb Antimony	Te Tellurium	I Iodine	Xe Xenon
Cs Cesium	Ba Barium	La Lanthanum	Ce Cerium	Pr Praseodymium	Nd Neodymium	Pm Promethium	Sm Samarium	Eu Europium	Gd Gadolinium	Tb Terbium	Dy Dysprosium	Ho Holmium	Er Erbium	Tm Thulium	Yb Ytterbium	Lu Lutetium	Rn Radon

frut hoop-black

H Hydrogen	He Helium	Li Lithium	Be Beryllium	B Boron	C Carbon	N Nitrogen	O Oxygen	F Fluorine	Ne Neon	Na Sodium	Mg Magnesium	Al Aluminum	Si Silicon	P Phosphorus	S Sulfur	Cl Chlorine	Ar Argon
K Potassium	Ca Calcium	Sc Scandium	Ti Titanium	V Vanadium	Cr Chromium	Mn Manganese	Fe Iron	Co Cobalt	Ni Nickel	Cu Copper	Zn Zinc	Ga Gallium	Ge Germanium	As Arsenic	Se Selenium	Br Bromine	Kr Krypton
Rb Rubidium	Sr																

[illegible]

Adapté de http://www.nrc-cnrc.gc.ca/education/pdf/pte_f.pdf

